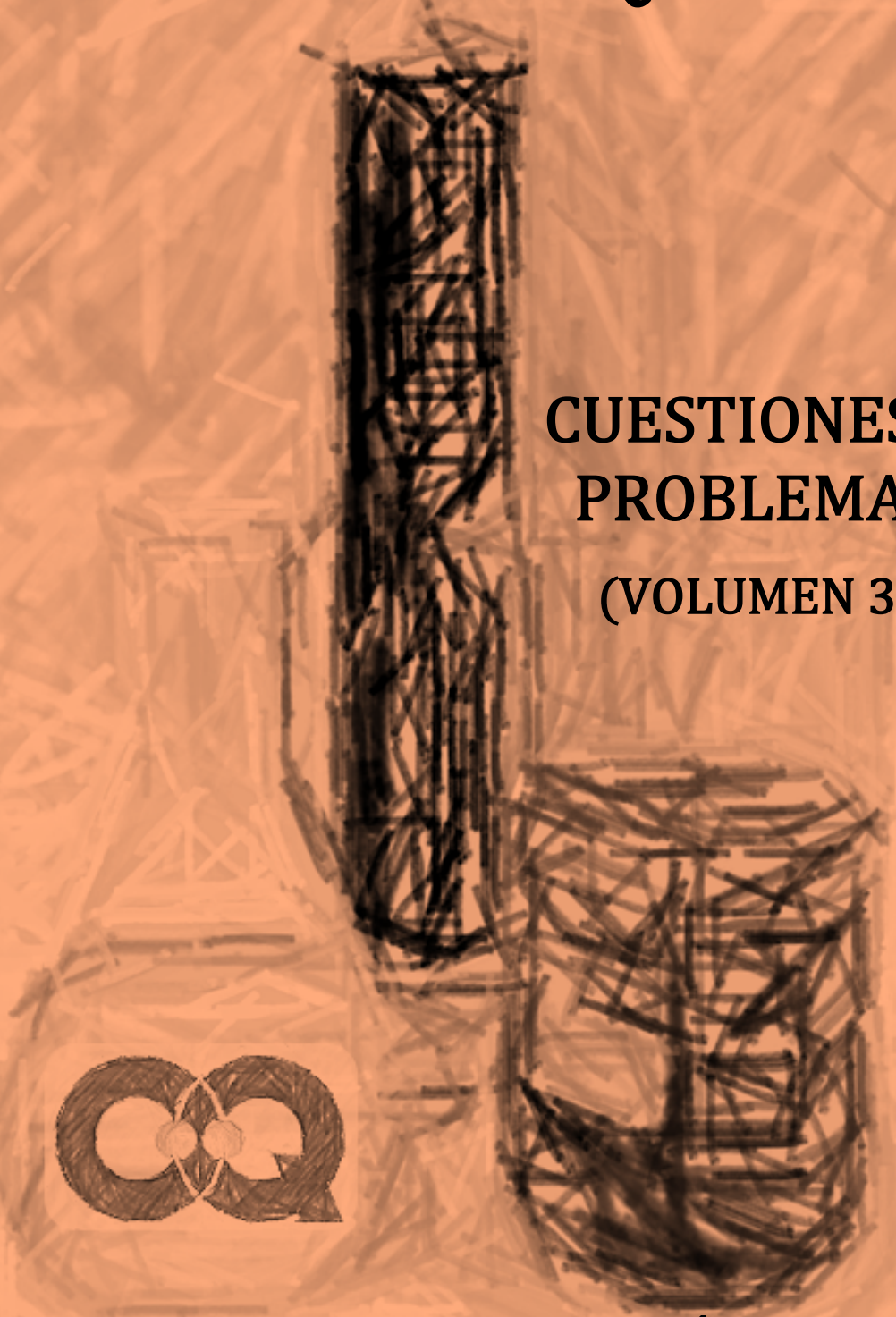
OLIMPIADAS DE QUÍMICA



CUESTIONES Y PROBLEMAS

(VOLUMEN 3)

SERGIO MENARGUES & AMPARO GÓMEZ-SIURANA

NOVIEMBRE 2020

"La química, lengua común de todos los pueblos".

INTRODUCCIÓN

Hace ya más de 20 años que los autores de este trabajo comenzaron a recopilar problemas y cuestiones propuestos en las diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Inicialmente se incluyeron solo los correspondientes a las Olimpiadas Nacionales de Química y más tarde se fueron incorporando los de algunas fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. Así se ha llegado a recopilar una colección de más de 5.700 cuestiones y 1.100 problemas, que se presentan resueltos y explicados, que se ha podido realizar gracias a la colaboración de colegas y amigos que se citan al final de esta introducción y que, año a año, hacen llegar a los autores los enunciados de las pruebas en sus comunidades autónomas.

En las anteriores versiones de este material, las cuestiones y los problemas, se clasificaron por materias, indicado su procedencia y año. Dado el elevado número de ejercicios recopilados hasta la fecha, en esta nueva versión se ha modificado la forma de clasificación y se han organizado por temas, y dentro de cada tema, por subapartados, siguiendo la misma estructura que los libros de texto de Química convencionales

Cada curso, los profesores de Química de 2° de bachillerato se enfrentan al reto de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina y, al mismo tiempo, hacer que sus estudiantes sean conscientes del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas. En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas. Esta colección de ejercicios se propone como un posible material de apoyo para desarrollar esta labor.

Los autores reconocen y agradecen la participación de Fernando Latre David en las primeras fases de desarrollo de este Material. Desde el Colegio de Químicos y Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana, Fernando Latre David desarrolló durante muchos años una abnegada e impagable labor como impulsor y defensor de las Olimpiadas de Química.

Los enunciados de los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez, Cristina Pastoriza y Juan Sanmartín (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez, Octavio Sánchez, Victoria Gil, Evaristo Ojalvo y Maribel Rodríguez (Extremadura), Pilar González y Manuel Manzano (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez y Miguel Ferrero (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román y Xabier Egaña (País Vasco), Mercedes Bombín, Bernardo Herradón y Benigno Palacios (Madrid), Eva Herrera (Sevilla), Antonio Marchal (Jaén), Diego Navarrete y Natalia Navas (Granada).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo, así como a todos aquéllos que con sus comentarios y correcciones contribuyen a que este material pueda ir mejorando día a día.

Los autores

ÍNDICE

I. DISOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

1. Concentración de las disoluciones 1
2. Solubilidad de gases. Ley de Henry 13
3. Ley de Raoult. Equilibrio líquido – vapor 17
4. Presión osmótica 21
5. Crioscopia y ebulloscopia 25

II. CINÉTICA QUÍMICA

1. Velocidad de reacción 39
2. Dependencia de la velocidad con la concentración. Método de la velocidad inicial 60
3. Orden de reacción 82
4. Teorías de colisiones y del estado de transición 98
5. Dependencia de la velocidad con la temperatura. Ecuación de Arrhenius 111
6. Mecanismos de reacción 132
7. Catálisis 137

III. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Constantes de equilibrio 147
2. Relación entre las constantes de equilibrio 168
3. Combinación de las constantes de equilibrio 186
4. Cociente de reacción 193
5. Modificación de las condiciones de equilibrio. Principio de Le Châtelier 200
6. Cálculos en equilibrios 279

IV. ÁCIDOS Y BASES

1. Teorías ácido-base: Arrhenius, Brönsted & Lowry y Lewis 319
2. Autodisociación del agua y pH 341
3. Ácidos y bases fuertes 350
4. Ácidos y bases débiles 367
5. Ácidos polipróticos 408
6. Hidrólisis 416
7. Disoluciones reguladoras 462
8. Valoraciones ácido-base. Indicadores 495

V. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

1. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad 539
2. Efecto ion común y salino 574
3. Formación de precipitados 589
4. Precipitación fraccionada 598
5. Solubilidad y pH 604
6. Solubilidad y formación de complejos 619

I. DISOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

1. CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

1.1. ¿Cuál es la fracción molar del agua en 200 g de etanol del 95 % en masa?
a) 0,050
b) 0,12
c) 0,60
d) 0,85

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Extremadura 2018)

Partiendo de una base de cálculo de 100 g de disolución, la fracción molar del H_2O es:

$$x_{H_2O} = \frac{5{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}}{95\ \text{g}\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} + 5{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}12$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.2. De entre las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones, hay que destacar:
a) La normalidad, que es la norma adoptada en los países de la Unión Europea para medir la relación soluto/disolvente.
b) La molaridad, que es el número de moles de soluto en un litro de disolución.
c) La molalidad, que es el nombre que utilizan en China para la molaridad.
d) La fracción molar, que se utiliza para expresar la concentración en disoluciones donde el número de moles de soluto en un litro no es un número exacto.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a) Falso. Normalidad (forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución) es la relación entre equivalentes-gramo de soluto y litros de disolución.

b) **Verdadero**. Molaridad es la relación entre moles de soluto y litros de disolución.

c) Falso. La propuesta es absurda.

d) Falso. Fracción molar es la relación entre moles de soluto y la suma de los moles de los componentes de la disolución.

La respuesta correcta es la **b**.

1.3. En 500 g de una disolución de ácido acético al 15 % hay:
a) 50 g de ácido acético
b) 900 g de ácido acético
c) 75 g de ácido acético
d) 75 mL de ácido acético

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La masa de ácido acético, CH_3COOH, contenida en la disolución es

$$500\ \text{g disolución} \cdot \frac{15\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g disolución}} = 75\ \text{g}\ CH_3COOH$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. Se añaden 3,5 g de alcohol etílico, C_2H_5OH, a 500 g de agua. Sabiendo que la masa molecular del alcohol etílico es igual a 46, ¿cuál será la molalidad de la disolución?
a) 0,152
b) 0,987
c) 2,56
d) 35

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La concentración molal de la disolución es:

$$\frac{3{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH}{500\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=0{,}15\ \text{mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.5. El análisis de un vino de California, Cabernet-Sauvignon, cuya densidad es 1,11 g cm^{-3}, muestra que este tiene una acidez total del 0,66 % en masa. Suponiendo que dicha acidez se debe únicamente al ácido etanoico o acético, CH_3COOH, ¿cuál es la normalidad, respecto al ácido, del vino?
a) $1{,}2\cdot10^{-4}$
b) $1{,}1\cdot10^{-3}$
c) $1{,}2\cdot10^{-1}$
d) $1{,}4\cdot10^{-3}$

(O.Q.L. Murcia 1999)

Tomando como base de cálculo 100 g de vino:

$$\frac{0{,}66\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g vino}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60\ \text{g}\ CH_3COOH}\cdot\frac{1{,}11\ \text{g vino}}{1\ \text{cm}^3\ \text{vino}}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{vino}}{1\ \text{L vino}}=1{,}2\cdot10^{-1}\ \text{mol L}^{-1}$$

La relación entre molaridad y normalidad es:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad}\cdot\text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido acético, CH_3COOH:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La valencia es 1, por tanto, la normalidad es la misma que la molaridad, $1{,}2\cdot10^{-1}$ N.

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. Una muestra de agua tomada de un río contiene 5,0 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1,0 g mL^{-1}, la masa de O_2 disuelto en 1,0 L de agua es:
a) 0,0050 g
b) $3{,}0\cdot10^{-7}$ g
c) 0,0096 g
d) $9{,}4\cdot10^{-5}$ g
e) $5{,}0\cdot10^{-6}$ g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de ppm de una disolución acuosa diluida equivale a los mg L^{-1} de soluto que contiene:

$$1{,}0\ \text{L agua}\cdot\frac{5{,}0\ \text{mg}\ O_2}{1\ \text{L agua}}\cdot\frac{1\ \text{g}\ O_2}{10^3\ \text{mg}\ O_2}=0{,}0050\ \text{g}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.7. Al hacer un análisis de metales en el aire se ha encontrado que la concentración de aluminio presente es de 25 ppm. Su concentración en tanto por ciento será:
a) $2{,}5\cdot10^{-3}$
b) 0,0016
c) 0,0041
d) $3{,}1\cdot10^{-3}$

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Es necesario tener en cuenta que no resulta adecuado utilizar ppm para expresar la concentración de un metal en el aire.

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{25\ \text{mg Al}}{\text{kg aire}} \cdot \frac{1\ \text{kg aire}}{10^6\ \text{mg aire}} \cdot 100 = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.8. ¿Cuál es la molalidad de la disolución resultante de disolver 5,00 g de ácido acético, $C_2H_4O_2$, en 60,0 g de agua?
a) 0,143
b) 0,521
c) 35
d) 1,39

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5{,}00\ \text{g}\ C_2H_4O_2}{60{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4O_2}{60{,}0\ \text{g}\ C_2H_4O_2} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 1{,}39\ \text{mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.9. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 40,0 % en masa tiene una densidad de 1,30 g cm^{-3}. Su normalidad es:
a) 10,6
b) 46,4
c) 23,2
d) 20,8

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{40{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}30\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 5{,}30\ \text{mol L}^{-1}$$

La relación entre molaridad y normalidad, forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución, viene dada por la expresión:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

La valencia es 2, por tanto la normalidad es:

$$N = 5{,}30 \cdot 2 = 10{,}6$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.10. Se dispone de dos disoluciones A y B. La disolución A contiene 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de H_2O y la disolución B está formada por 6,00 g de CH_3OH y 1 kg de CCl_4. A 20 °C, la densidad de la disolución A es menor que la densidad de la disolución B. Indique cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta:
a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
c) Las fracciones molares de CH_3OH en A y B son iguales.
d) El porcentaje de CH_3OH es diferente en A y B.

(O.Q.L. Canarias 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2003)

Ambas disoluciones contienen igual masa de soluto (m_s) y, por tanto, moles de soluto (n), idéntica masa de disolución (m_D) y de disolvente (m_d), y además, respecto de las densidades, expresadas en kg L^{-1}, se cumple que $\rho_A < \rho_B$.

a) Falso. Si $M_A = M_B$:

$$\left.\begin{array}{l} M_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg A} \cdot \dfrac{1 \text{ L A}}{\rho_A \text{ kg A}}} \\ M_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg B} \cdot \dfrac{1 \text{ L B}}{\rho_B \text{ kg B}}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{M_A}{M_B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Como $\rho_A < \rho_B$, se cumple, que $M_A < M_B$.

b) **Verdadero**. Si $m_A = m_B$:

$$\left.\begin{array}{l} m_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \\ m_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad m_A = m_B$$

c) Falso. Si $x_A = x_B$:

$$\left.\begin{array}{l} x_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O}} \\ x_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } CCl_4 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } CCl_4}{154{,}0 \text{ g } CCl_4}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{x_A}{x_B} = \frac{n + 6{,}5}{n + 55{,}5} < 1$$

La disolución cuyo disolvente tiene mayor masa molar (CCl_4) tiene mayor fracción molar.

d) Falso. Si % CH_3OH (A) ≠ % CH_3OH (B):

$$\left.\begin{array}{l} \%\text{ A} = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} \cdot 100 \\ \%\text{ B} = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} \cdot 100 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{\%\text{ A}}{\%\text{ B}} = 1$$

Como se observa, % CH_3OH (A) = % CH_3OH (B).

La respuesta correcta es la **b**.

1.11. Si se disuelven 75,0 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 625 g de agua, la fracción molar del agua en la disolución es:
a) 0,120
b) 0,416
c) 0,011
d) 0,989
e) 1,00

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{H_2O} = \frac{625\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O}}{625\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O} + 75{,}0\ g\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ g\ C_6H_{12}O_6}} = 0{,}988$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.12. El etanol comercial se vende como un azeótropo que contiene 4,00 % en volumen de agua, por esta razón se le conoce como alcohol de 96° (96 % en volumen de etanol). Si la densidad de la mezcla es de 0,815 g cm^{-3} y la del agua es 1,000 g cm^{-3}, la fracción molar del agua en esta mezcla será:
a) 0,096
b) 0,117
c) 0,680
d) 0,753

(O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 cm^3 de disolución, la masa de cada componente es:

$$100\ cm^3\ disolución \cdot \frac{0{,}815\ g\ disolución}{1\ cm^3\ disolución} = 81{,}5\ g\ disolución$$

$$100\ cm^3\ disolución \cdot \frac{4{,}0\ cm^3\ H_2O}{100\ cm^3\ disolución} \cdot \frac{1{,}000\ g\ H_2O}{1\ cm^3\ H_2O} = 4{,}0\ g\ H_2O$$

$$81{,}5\ g\ disolución - 4{,}00\ g\ H_2O = 77{,}5\ g\ C_2H_5OH$$

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{H_2O} = \frac{4{,}00\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O}}{4{,}00\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}0\ g\ H_2O} + 77{,}5\ g\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{46{,}0\ g\ C_2H_5OH}} = 0{,}117$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.13. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar de soluto es 0,100?
a) 0,010
b) 6,17
c) 0,610
d) 0,100

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

Si la fracción molar de soluto es 0,100 quiere decir que la disolución contiene 0,10 mol de soluto por cada 0,900 mol de agua. Aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{0{,}100\ mol\ soluto}{0{,}900\ mol\ H_2O \cdot \frac{18{,}0\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} \cdot \frac{1\ kg\ H_2O}{10^3\ g\ H_2O}} = 6{,}17\ mol\ kg^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. Se sabe que el consumo de 44 g de etanol produce una concentración promedio de alcohol en sangre de 0,08 g/100 mL sangre. Si el volumen total de sangre de un adulto es de 7,0 L; se propone como porcentaje de alcohol ingerido que se encuentra en la sangre:
a) 0,08 %
b) 1,3 %
c) 13 %
d) 100 · (44/46) = 96 %

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Suponiendo que la densidad de la sangre es 1 g mL^{-1}, el porcentaje de etanol en sangre es:

$$\frac{0{,}08\text{ g etanol}}{100\text{ mL sangre}}\cdot\frac{1\text{ mL sangre}}{1\text{ g sangre}}\cdot 100 = 0{,}08\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.15. ¿Cuál de las siguientes formas de expresión de la concentración cambia si se modifica la temperatura de la disolución?
a) Molaridad
b) Molalidad
c) Fracción molar
d) Porcentaje en masa
e) Todas las anteriores

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Madrid 2020)

La concentración de una disolución se puede expresar, generalmente, como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

$$\text{Fracción Molar} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$$

$$\%\text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}}\cdot 100$$

La única de las anteriores que varía al modificar la temperatura es la molaridad, ya que el volumen es una variable de estado.

La respuesta correcta es la **a**.

1.16. Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 20 % en masa. La fracción molar de soluto es:
a) 0,10
b) 0,20
c) 0,18
d) 1,43

(O.Q.L. Murcia 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{\text{NaOH}} = \frac{20\text{ g NaOH}\cdot\frac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}}{20\text{ g NaOH}\cdot\frac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}} + 80\text{ g }H_2O\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}} = 0{,}10$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?
a) La molalidad es proporcional a la fracción molar.
b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad.
c) La molaridad es mayor que la molalidad.
d) La densidad tiende a uno.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Fracción Molar} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$$

Como el numerador de ambas expresiones es el mismo, si aumenta la molalidad debe aumentar la fracción molar.

b-d) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

Si la disolución es muy diluida quiere decir que contiene poco soluto y mucho disolvente por lo que su densidad es ligeramente mayor que la del agua (≈ 1 kg L^{-1}).

c) **Falso**. El número de litros de disolución siempre es mayor que el número de kg de disolvente.

La respuesta correcta es la **c**.

1.18. Una disolución de anticongelante consiste en una mezcla de 39 % de etanol y 61 % de agua, en volumen, y tiene una densidad de 0,937 g mL^{-1}. ¿Cuál es el volumen de etanol, expresado en litros, presente en 1,0 kg de anticongelante?
a) 0,37
b) 0,94
c) 0,65
d) 0,42
e) 0,39

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Cambiando las unidades de la densidad:

$$0{,}937\,\frac{\text{g mezcla}}{\text{mL mezcla}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL mezcla}}{1\ \text{L mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{kg mezcla}}{10^3\ \text{g mezcla}} = 0{,}937\ \text{kg L}^{-1}$$

Considerando que el anticongelante contiene 39 % en volumen de etanol:

$$1{,}0\ \text{kg mezcla} \cdot \frac{1\ \text{L mezcla}}{0{,}937\ \text{kg mezcla}} \cdot \frac{39\ \text{L etanol}}{100\ \text{L mezcla}} = 0{,}42\ \text{L etanol}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.19. Uno de los siguientes conceptos no es cierto:
a) Una disolución es diluida si contiene poco soluto y le falta mucho para llegar a la saturación.
b) A una temperatura dada, si una disolución no admite más sustancia se dice que está saturada.
c) Un ejemplo de disolución de gas en gas es el hidrógeno disuelto en paladio.
d) El agua y el alcohol se disuelven bien el uno en el otro.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. La disolución es diluida si contiene poco soluto y, si además este es muy soluble, será insaturada porque todavía no se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

b) Verdadero. La disolución está saturada ya que se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

c) **Falso**. La disolución de hidrógeno en paladio es un ejemplo de disolución gas-sólido.

d) Verdadero. Alcohol (se supone etanol) y agua son miscibles debido a la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

1.20. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g mL^{-1} y 30 % en masa. Calcule la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10 mL de la disolución comercial a 2 L.
a) 0,05
b) 0,03
c) 0,01
d) 1,23

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{10\ \text{mL NaOH 30 \%}}{2\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1{,}33\ \text{g NaOH 30 \%}}{1\ \text{mL NaOH 30 \%}} \cdot \frac{30\ \text{g NaOH}}{100\ \text{g NaOH 30 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 0{,}05\ \text{mol L}^{-1}$$

La relación entre molaridad y normalidad, una forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución, viene dada por la expresión:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un hidróxido viene dada por el número iones OH^- que es capaz de ceder. En el caso del hidróxido de sodio, NaOH:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

La valencia es 1, por tanto, la normalidad es:

$$N = 0{,}05 \cdot 1 = 0{,}05$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.21. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g mL^{-1} y 30 % en masa. Calcule la fracción molar de la disolución comercial.
a) 0,58
b) 1,76
c) 0,89
d) 0,16

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución comercial, la fracción molar de NaOH es:

$$x = \frac{30\ \text{g NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}}}{30\ \text{g NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} + 70\ \text{g } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O}} = 0{,}16$$

La respuesta correcta es la **d.**

1.22. En una disolución al 5 % en masa, significa que:
a) Hay 5 g de soluto.
b) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolvente.
c) Hay 10 g de soluto en 200 mL de disolución.
d) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolución.

(O.Q.L. Madrid 2010)

De acuerdo con el concepto de porcentaje en masa la respuesta correcta es la **d**.

1.23. La molalidad de una disolución de etanol en agua que se prepara mezclando 50,0 mL de etanol (ρ = 0,789 g cm^{-3}) con 100,0 mL de H_2O a 20 °C es:
a) 0,086
b) 0,094
c) 1,24
d) 8,56
e) 9,81

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Extremadura 2016)

Considerando que la densidad del H_2O a 20 °C es 1,00 g mL^{-1} y aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{50{,}0\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}{100{,}0\ \text{mL}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2O}{1{,}00\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{0{,}789\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=8{,}58\ \text{mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.24. Al analizar una muestra que contiene Fe^{3+}, se da como resultado el siguiente dato: 4 ppm de Fe^{3+}. ¿Qué significa este dato?
a) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada cm^3 de disolución
b) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada litro de disolución
c) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada m^3 de disolución
d) Que hay 4 g de Fe^{3+} para cada litro de disolución

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El concepto de ppm (partes por millón) se define como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 kg de disolución".

Si se trata de una disolución acuosa muy diluida se puede considerar la aproximación de que 1 kg de disolución ocupa un volumen de 1 L y, por tanto, el concepto anterior se redefine como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 L de disolución".

La respuesta correcta es la **b.**

1.25. El ácido sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio tiene una riqueza del 98 % en masa y una densidad de 1,83 g mL^{-1}. La fracción molar del ácido sulfúrico de esta disolución será:
a) 0,75
b) 0,90
c) 0,98
d) 0,85

(O.Q.L. Extremadura 2014)

Tomando una base de cálculo de 100 g de H_2SO_4 de riqueza 98 % en masa, la concentración expresada como fracción molar es:

$$x=\frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}}{98\ \text{g HCl}\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}+(100-98)\ \text{g}\ H_2O\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}}=0{,}90$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.26. Si se disuelven 46 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 750 mL de agua, ¿cuál será la molalidad de la disolución resultante?
a) 3·10^{-4}
b) 0,6
c) 0,34
d) 613

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Suponiendo para el agua densidad de 1,0 g mL^{-1} y aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{46\ g\ C_6H_{12}O_6}{750\ mL\ H_2O}\cdot\frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180,0\ g\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{1\ mL\ H_2O}{1,0\ g\ H_2O}\cdot\frac{10^3\ g\ H_2O}{1\ kg\ H_2O}=0,34\ mol\ kg^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. Si una disolución de NaCl es 0,10 m; su fracción molar es:
a) 0,095
b) 0,0010
c) 0,10
d) 0,0018
e) 0,018

(O.Q.L. Madrid 2014)

Considerando una cantidad de disolución tal que contenga 0,10 mol de NaCl en 1 kg de H_2O, la fracción molar de soluto es:

$$x=\frac{0,10\ mol\ NaCl}{0,10\ mol\ NaCl+1\ kg\ H_2O\cdot\frac{10^3\ g\ H_2O}{1\ kg\ H_2O}\cdot\frac{1\ mol\ H_2O}{18,0\ g\ H_2O}}=0,0018$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.28. Si en una botella de ácido clorhídrico comercial se lee: $\rho = 1,18\ g\ cm^{-3}$; 35,0 % (m/m); su concentración molal es:
a) 14,77
b) 1,48
c) 0,148
d) 0,015

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 35,0 %, la concentración molal de la disolución es:

$$\frac{35,0\ g\ HCl}{(100-35,0)\ g\ H_2O}\cdot\frac{1\ mol\ HCl}{36,5\ g\ HCl}\cdot\frac{10^3\ g\ H_2O}{1\ kg\ H_2O}=14,8\ mol\ kg^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. Se preparan 250,0 mL de una disolución de 15,5 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en etanol. ¿Cuál es la molalidad de la disolución resultante ($\rho = 0,8460\ g\ cm^{-3}$)?
a) 0,407
b) 0,620
c) 0,439
d) 0,489

(O.Q.L. Madrid 2016)

La masa de disolvente (etanol) que contiene la disolución es:

$$\left(250,0\ mL\ disolución\cdot\frac{0,8460\ mL\ disolución}{1\ mL\ disolución}\right)-15,5\ g\ C_6H_{12}O_6=196\ g\ etanol$$

Aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{15,5\ g\ C_6H_{12}O_6}{196\ g\ etanol}\cdot\frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180,0\ g\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{10^3\ g\ etanol}{1\ kg\ etanol}=0,439\ mol\ kg^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.30. Un volumen de 10,0 mL de etanol, CH_3CH_2OH, ($\rho = 0{,}789$ g mL^{-1}) se utiliza para preparar, por dilución, 100,0 mL disolución acuosa de densidad 0,982 g mL^{-1}. ¿Cuál es la concentración del etanol expresada en fracción molar?
a) 1,980
b) 0,950
c) 0,171
d) 0,033

(O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. Baleares 2020)

Las masas de la disolución y cada uno de sus componentes son:

$$100{,}0\text{ mL disolución} \cdot \frac{0{,}982\text{ g disolución}}{1\text{ mL disolución}} = 98{,}2\text{ g disolución}$$

$$10{,}0\text{ mL } CH_3CH_2OH \cdot \frac{0{,}789\text{ g } CH_3CH_2OH}{1\text{ mL } CH_3CH_2OH} = 7{,}89\text{ g } CH_3CH_2OH$$

$$98{,}2\text{ g disolución} - 7{,}89\text{ g } C_2H_5OH = 90{,}3\text{ g } H_2O$$

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{CH_3CH_2OH} = \frac{7{,}89\text{ g } CH_3CH_2OH \cdot \frac{1\text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0\text{ g } CH_3CH_2OH}}{7{,}89\text{ g } CH_3CH_2OH \cdot \frac{1\text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0\text{ g } CH_3CH_2OH} + 90{,}3\text{ g } H_2O \cdot \frac{1\text{ mol } H_2O}{18{,}0\text{ g } H_2O}} = 0{,}0331$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.31. Una disolución de cloruro de sodio tiene una concentración de 222 ppm. Eso equivale a:
a) 222 mol sal/L disolución
b) 134,7 g Na/L disolución
c) 87,3 g cloro/kg de disolución
d) 222 mg sal/kg disolución

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

De acuerdo con el concepto de ppm, una disolución de NaCl cuya concentración es 222 ppm contiene:

$$\frac{222\text{ mg NaCl}}{\text{kg disolución}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. En una disolución 2 molal de KOH en agua, es cierto que:
a) Contiene 2 mol de KOH por cada litro de disolución.
b) Hay presentes 2 mol de KOH por cada kg de disolución.
c) Hay presentes 2 kg de KOH por cada mol de disolución.
d) Contiene 1 mol de KOH en 500 g de agua.

(O.Q.L. Murcia 2018)

La concentración molal de la disolución es:

$$\frac{1\text{ mol KOH}}{500\text{ g } H_2O} \cdot \frac{10^3\text{ g } H_2O}{1\text{ kg } H_2O} = 2\text{ mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. Para que en una mezcla de cloruros de sodio y de potasio el porcentaje en masa de ambos compuestos sea el mismo, la fracción molar del cloruro de sodio en la mezcla debe ser:
a) 0,50
b) 0,56
c) 0,38
d) 0,64

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Para cualquier mezcla binaria se cumple que:

$$x_{NaCl} + x_{KCl} = 1$$

Si en esta mezcla binaria el porcentaje en masa de ambos cloruros es el mismo:

$$\frac{x_{NaCl} \cdot M_{NaCl}}{x_{NaCl} \cdot M_{NaCl} + x_{KCl} \cdot M_{KCl}} \cdot 100 = \frac{x_{KCl} \cdot M_{KCl}}{x_{NaCl} \cdot M_{NaCl} + x_{KCl} \cdot M_{KCl}} \cdot 100$$

Resolviendo este sistema de ecuaciones se obtiene que, $x_{NaCl} = 0{,}56$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.34. La concentración de una disolución líquida expresada en partes por millón en masa (ppm) coincide prácticamente con la concentración expresada en miligramos por litro (mg L^{-1}):
a) En todos los casos con independencia de la naturaleza del disolvente.
b) Solo si el disolvente es agua.
c) En todos los casos con independencia de la naturaleza del disolvente, pero solo si la disolución es suficientemente diluida.
d) Solo si la disolución es suficientemente diluida y el disolvente es el agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

El concepto de ppm (partes por millón) se define como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 kg de disolución".

Si se trata de una disolución acuosa muy diluida se puede considerar la aproximación de que 1 kg de disolución ocupa un volumen de 1 L y, por tanto, el concepto anterior se redefine como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 L de disolución".

La respuesta correcta es la **d.**

1.35. Se disuelven 6,0 g de sodio en amoniaco líquido. Si la fracción molar del sodio en la disolución es 0,261, ¿cuántos moles de amoniaco habrá en la disolución?
a) 0,50
b) 0,65
c) 0,74
d) 0,86

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$\frac{6{,}0\ \text{g Na} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}}{23{,}0\ \text{g Na}}}{6{,}0\ \text{g Na} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}}{23{,}0\ \text{g Na}} + x\ \text{mol NH}_3} = 0{,}261 \qquad \rightarrow \qquad x = 0{,}74\ \text{mol NH}_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

2. SOLUBILIDAD DE GASES. LEY DE HENRY

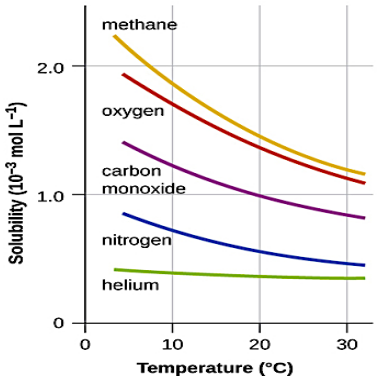
2.1. Indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta:
a) Una disolución saturada es una disolución concentrada.
b) Las propiedades coligativas no dependen del número de partículas disueltas.
c) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye cuando aumenta la temperatura.
d) El tetracloruro de carbono se disuelve en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La concentración depende la relación soluto/disolvente y la saturación depende la solubilidad de la sustancia, por tanto, una disolución de un soluto poco soluble es a la vez saturada y diluida; y al contrario, una disolución de un soluto muy soluble puede ser a la vez insaturada y concentrada.

b) Falso. Las propiedades coligativas dependen de la concentración de la disolución, por tanto, dependen del número de partículas de soluto.

c) **Verdadero**. De acuerdo la ley de Henry (1803), la solubilidad de un gas en agua aumenta al disminuir la temperatura.



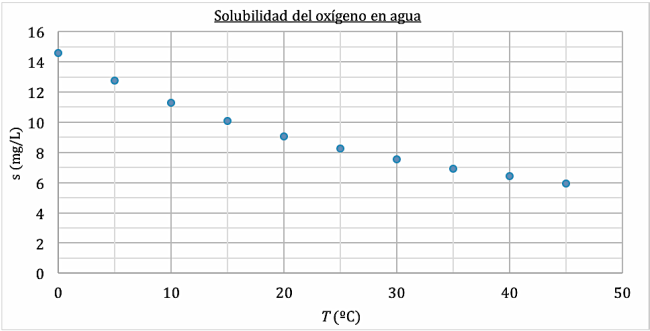
d) Falso. Tetracloruro de carbono y agua son inmiscibles.

La respuesta correcta es la **c**.

2.2. A la presión atmosférica, la solubilidad del oxígeno en agua a 25 °C es 8,32 mg L^{-1}. La solubilidad a 50 °C y misma presión será:
a) La misma.
b) Podría valer 7 mg L^{-1}.
c) Mayor de 8,32 mg L^{-1} pero menor de 16,64 mg L^{-1}.
d) Alrededor de 16,64 mg L^{-1}.

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo la ley de Henry (1803), la solubilidad de un gas en agua desciende al aumentar la temperatura. La siguiente gráfica muestra la curva de solubilidad del O_2 en función de la temperatura:



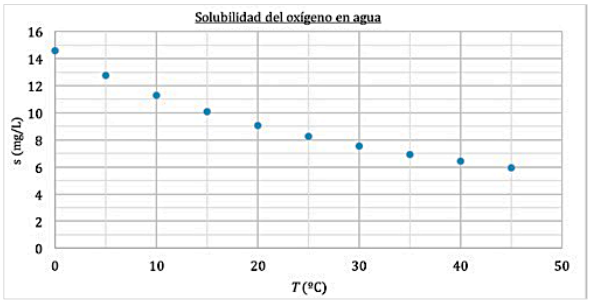
Como se observa en la gráfica, la solubilidad a 50 °C es menor que a 25 °C, pero es menor de 7 mg/L.

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. Uno de los factores de contaminación de los ríos es el factor térmico. Algunas industrias arrojan residuos a temperaturas muy elevadas, lo que puede tener como consecuencia por ejemplo la muerte de muchos peces por asfixia. La razón debe ser que:
a) El oxígeno disminuye su solubilidad en el agua del río al aumentar la temperatura.
b) El oxígeno aumenta su solubilidad en el agua del río al aumentar la temperatura.
c) Un aumento de temperatura produce un aumento de acidez del medio.
d) A los peces les cuesta más trabajo nadar en agua caliente.
e) El aumento de temperatura produce la oxidación de los contaminantes y los hace más tóxicos.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Jaén 2018)

De acuerdo la ley de Henry (1803), la solubilidad de un gas en agua disminuye al aumentar la temperatura tal como que se muestra en la gráfica que aparece a la derecha.



Por ese motivo, el agua caliente lleva menos oxígeno disuelto lo que provoca la muerte de los peces.

La respuesta correcta es la **a**.

2.4. La solubilidad del $CO_2(g)$ en agua no se ve influida por la:
a) Presión
b) Temperatura
c) Velocidad con que se deja pasar el flujo de gas.
d) Reacción química del gas con el agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a-b) Falso. De acuerdo con la ley de Henry (1803) la solubilidad de un gas es proporcional a su presión, y la constante de proporcionalidad depende de la temperatura:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

c) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

d) Falso. El CO_2 reacciona con el agua de acuerda con la siguiente ecuación:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.5. La mayor solubilidad de un gas en agua será a:
a) Alta presión y alta temperatura
b) Alta presión y baja temperatura
c) Baja presión y alta temperatura
d) Baja presión y baja temperatura

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2017)

La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas y la temperatura del líquido y es mayor cuanto menor es esta, por tanto, la solubilidad es mayor a menor temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. Si agitas una botella de un refresco con gas, salta el tapón. Esto indica que la solubilidad de los gases en el agua:
a) Aumenta al agitar.
b) Es menor si la temperatura aumenta.
c) Disminuye al enfriar.
d) Se incrementa al suministrar energía.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Si se agita el líquido contenido en la botella, las moléculas de gas disueltas en él aumentan su energía y con ello su temperatura, lo que hace que disminuya la solubilidad del gas en el líquido, esto hace que las moléculas de gas escapen de la disolución y, por tanto, aumente la presión en el interior de la botella y el tapón salga despedido.

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. El incremento de la temperatura de un río receptor del agua de refrigeración de una central térmica produce:
a) El aumento del oxígeno disuelto y de la concentración de sales disueltas.
b) El aumento del oxígeno disuelto y la disminución de la concentración de sales disueltas
c) La disminución del oxígeno disuelto y de la concentración de sales disueltas.
d) La disminución del oxígeno disuelto y el aumento de la concentración de sales disueltas.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La solubilidad de los gases como O_2 en agua, de acuerdo con la ley de Henry (1803), disminuye al aumentar la temperatura. Por el contrario, la solubilidad de los sólidos como sales en agua aumenta al aumentar la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. La relación entre la presión parcial de un gas y la concentración de este disuelta en un líquido, se conoce como ley de:
a) Dalton
b) Henry
c) Schweppes
d) Gassol

(O.Q.L. Murcia 2020)

La ley de Henry (1803) estudia la solubilidad de los gases en líquidos, y dice:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b.**

3. LEY DE RAOULT. EQUILIBRIO LÍQUIDO-VAPOR

3.1. A 50 °C la presión de vapor del benceno es de 271 mmHg y la de la acetona es 603 mmHg. La presión de vapor de una mezcla de estas sustancias a la misma temperatura en la que la masa de benceno es el doble que la de acetona será:
a) 378 mmHg
b) 437 mmHg
c) 404 mmHg
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2002)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p_\mathrm{i} = p_\mathrm{i}^\mathrm{o}\, x_\mathrm{i} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p_\mathrm{i} = \text{presión parcial del componente i} \\ p_\mathrm{i}^\mathrm{o} = \text{presión de vapor del componente i puro} \\ x_\mathrm{i} = \text{fracción molar del componente i en la fase líquida} \end{cases}$$

Suponiendo que se mezclan 20,0 g de C_6H_6 y 10,0 g de C_3H_6O, las presiones parciales respectivas son:

$$p_{\mathrm{C_6H_6}} = 271\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{20{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}}}{20{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}} + 10{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_3H_6O}}{58{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O}}} = 162\ \mathrm{mmHg}$$

$$p_{\mathrm{C_3H_6O}} = 603\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{10{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_3H_6O}}{58{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O}}}{20{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}} + 10{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_3H_6O}}{58{,}0\ \mathrm{g\ C_3H_6O}}} = 242\ \mathrm{mmHg}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_\mathrm{t} = p_{\mathrm{C_6H_6}} + p_{\mathrm{C_3H_6O}} = (162 + 242)\ \mathrm{mmHg} = 404\ \mathrm{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.2. La presión de vapor de una disolución de NaCl en agua, a una determinada temperatura es:
a) Igual a la presión de vapor del agua a dicha temperatura.
b) Menor que la presión de vapor del agua a esa temperatura.
c) Proporcional a la presión de vapor del cloruro de sodio a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de fusión del cloruro de sodio.
e) Proporcional a la molalidad de la disolución.
f) Mayor que la presión de vapor del agua a esa temperatura.
g) Depende del valor de la fracción molar del disolvente.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) = p^\circ\, x_\mathrm{d} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto} \\ x_\mathrm{d} = \text{fracción molar del disolvente} \end{cases}$$

Como se observa en la expresión anterior, siempre se cumple que, $p < p^\circ$.

Las respuestas correctas son **b** y **g**.

3.3. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La presión de vapor del disolvente en una disolución es igual a la del disolvente puro.
b) Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.
c) El descenso crioscópico es proporcional a la molalidad.
d) El ascenso ebulloscópico es proporcional a la molalidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

a) **Falso**. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la expresión:

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

b) Verdadero. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica.

c-d) Verdadero. La variación en la temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\mathrm{f}\, m\,[1 + \alpha\,(\mathrm{n} - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_\mathrm{f} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ \mathrm{n} = \text{número de iones} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.4. Se prepara una disolución ideal a 25 °C mezclando 20,5 g de benceno, C_6H_6, y 45,5 g de tolueno, C_7H_8. Sabiendo que las presiones de vapor del benceno y tolueno en estado puro a esta temperatura son 95,1 mmHg y 28,4 mmHg, respectivamente, las presiones parciales del benceno y tolueno en esta disolución son, respectivamente:
a) 95,1 y 28,4 mmHg
b) 12,5 y 18,5 mmHg
c) 85,5 y 15,5 mmHg
d) 25,0 y 12,6 mmHg
e) 33,0 y 18,5 mmHg

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor del disolvente, suponiendo que se trata de una mezcla binaria, se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente puro} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto no volátil} \end{cases}$$

Los valores de las presiones de vapor de ambas sustancias son, respectivamente:

$$p_{\mathrm{C_6H_6}} = 95{,}1\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{20{,}5\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}}}{20{,}5\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}} + 45{,}5\ \mathrm{g\ C_7H_8} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_7H_8}}{92{,}0\ \mathrm{g\ C_7H_8}}} = 33{,}0\ \mathrm{mmHg}$$

$$p_{\mathrm{C_7H_8}} = 28{,}4\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{45{,}5\ \mathrm{g\ C_7H_8} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_7H_8}}{92{,}0\ \mathrm{g\ C_7H_8}}}{20{,}5\ \mathrm{g\ C_6H_6} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{78{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_6}} + 45{,}5\ \mathrm{g\ C_7H_8} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ C_7H_8}}{92{,}0\ \mathrm{g\ C_7H_8}}} = 18{,}5\ \mathrm{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.5. La presión de vapor de una disolución de fluoruro de potasio en agua a una determinada temperatura es:
a) Menor que la presión de vapor del agua pura a esa temperatura.
b) Proporcional a la fracción molar del fluoruro de potasio.
c) Mayor que la presión de vapor del agua pura a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de ebullición del fluoruro de potasio.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la ley de Raoult (1882):

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor es directamente proporcional a la fracción molar del disolvente, $x_d = (1 - x_s)$, que siempre es menor que la unidad, por tanto, al añadir soluto, la presión de vapor de la disolución es menor que la presión de vapor del disolvente (agua).

La respuesta correcta es la **a**.

3.6. Se prepara una disolución de benceno y tolueno con una razón molar de 3/1. Sabiendo que las presiones de vapor de los líquidos puros a 25 °C son, 95,1 mmHg para el benceno y 28,4 mmHg para el tolueno, y suponiendo comportamiento ideal, la presión de vapor (en mmHg) de la disolución es:
a) 313,7
b) 78,4
c) 123,5
d) 45,1
e) 408,8

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p_\mathrm{i} = p_\mathrm{i}^\mathrm{o}\,x_\mathrm{i} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p_\mathrm{i} = \text{presión parcial del componente i} \\ p_\mathrm{i}^\mathrm{o} = \text{presión de vapor del componente i puro} \\ x_\mathrm{i} = \text{fracción molar del componente i en la fase líquida} \end{cases}$$

Las presiones parciales respectivas son:

$$p_{\mathrm{C_6H_6}} = 95{,}1\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{3\ \mathrm{mol\ C_6H_6}}{3\ \mathrm{mol\ C_6H_6} + 1\ \mathrm{mol\ C_6H_5CH_3}} = 71{,}3\ \mathrm{mmHg}$$

$$p_{\mathrm{C_6H_5CH_3}} = 28{,}4\ \mathrm{mmHg} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_5CH_3}}{3\ \mathrm{mol\ C_6H_6} + 1\ \mathrm{mol\ C_6H_5CH_3}} = 7{,}1\ \mathrm{mmHg}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa:

$$p_\mathrm{t} = p_{\mathrm{C_6H_6}} + p_{\mathrm{C_6H_5CH_3}} = (71{,}3 + 7{,}1)\ \mathrm{mmHg} = 78{,}4\ \mathrm{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.7. ¿Cuál de las siguientes sustancias disueltas en 1 L de agua produce una mayor disminución de la presión de vapor?
a) 1 mol de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$
b) 0,6 mol de $CuSO_4$
c) 0,5 mol de $AlK(SO_4)_2$
d) 0,4 mol de $CaCl_2$

(O.Q.L. La Rioja 2016)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Esta ecuación se puede escribir también de la siguiente forma:

$$\Delta p = p^\circ\, x_s$$

que expresa que la disminución de presión de vapor (Δp) que se produce al añadir un soluto al disolvente es directamente proporcional a la fracción molar de soluto. La ley de Raoult se obtuvo de forma empírica y su deducción termodinámica pone de manifiesto que es válida sólo para mezclas ideales. Por tanto, estrictamente, no debería aplicarse a disoluciones de electrolitos.

Sin embargo, si se tiene en cuenta cuál de las disoluciones propuestas tendrá una temperatura de ebullición más alta, se llega a la conclusión de que será la de $AlK(SO_4)_2$, ya que da lugar a una mayor concentración de partículas disueltas. Considerando que la densidad del agua es 1 kg L^{-1}:

Sustancia	Concentración molal sal	Concentración molal partículas
$C_{12}H_{22}O_{11}$	1	1,0
$CuSO_4$	0,6	1,2
$AlK(SO_4)_2$	0,5	2,5
$CaCl_2$	0,4	1,2

Por tanto, esa disolución es la que debe tener una presión de vapor más baja (necesita alcanzar una temperatura más alta para que su presión de vapor se iguale a la presión atmosférica y se alcance el punto de ebullición). Por tanto, la disolución que experimenta un mayor descenso de presión es la que contiene más partículas disueltas, la que contiene 0,5 mol de $AlK(SO_4)_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

4. PRESIÓN OSMÓTICA

4.1. Suponiendo que la presión osmótica de la sangre vale 6,70 atm a 37,0 °C, la concentración de una disolución de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, isotónica con la sangre, suponiendo comportamiento ideal es:
a) 0,32 M
b) 0,26 M
c) 0,58 M
d) 0,38 M

(O.Q.L. Asturias 1996)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Sustituyendo en la expresión anterior:

$$6{,}70\ \text{atm} = M \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (37{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}$$

Se obtiene, $M = 0{,}264\ \text{mol L}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.2. Sabiendo que las propiedades coligativas dependen del número de partículas disueltas, indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución 0,5 molal de cloruro de sodio es el mismo que el de una disolución 0,5 molal de sacarosa.
b) Cuando se disuelve un azúcar en agua la disolución hierve a menos de 100 °C.
c) Una disolución 0,20 M de azúcar y otra disolución 0,20 M de alcohol etílico tienen la misma presión osmótica.
d) La presión de vapor del agua en una disolución de un no electrolito es mayor que la del agua a la misma temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\text{f}\,m\,[1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_\text{f} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor temperatura de congelación la disolución con mayor valor de n.

$C_{12}H_{22}O_{11}$ no se disocia en iones $\quad (\alpha = 0)$

$NaCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq) \quad (\alpha \approx 1) \quad n = 2$

La temperatura de congelación de la disolución de NaCl es más baja que la de sacarosa.

b) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior al añadir soluto al disolvente se produce un aumento de la temperatura de ebullición de la disolución.

c) **Verdadero**. En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Suponiendo que las dos disoluciones acuosas con la misma concentración molar se encuentran a la misma temperatura, ambas tendrán la misma presión osmótica.

d) Falso. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor de la disolución siempre es menor que la del disolvente.

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. El fenómeno de la ósmosis entre dos disoluciones de distinta concentración se produce cuando a través de una membrana de permeabilidad diferencial pasan moléculas de:
a) Soluto de la disolución concentrada a la diluida.
b) Disolvente de la disolución concentrada a la diluida.
c) Disolvente de la disolución diluida a la concentrada.
d) Soluto de la disolución diluida a la concentrada.

(O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016)

La ósmosis es un fenómeno físico que consiste en el paso de las moléculas de disolvente desde una disolución diluida (hipotónica) a una disolución concentrada (hipertónica) a través de una membrana semipermeable hasta que ambas ejercen la misma presión osmótica (isotónicas).

La respuesta correcta es la **c**.

4.4. La goma arábiga es un polímero constituido por un número variable x de unidades $C_{12}H_{22}O_{11}$. A la temperatura de 25 °C, la presión osmótica de una disolución acuosa al 3,00 % de goma arábiga es de 0,0272 atm. ¿Cuál será la masa molar media de la goma arábiga?
a) 2,695 g mol^{-1}
b) 27.785 g mol^{-1}
c) 2.331 g mol^{-1}
d) 2.695 g mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2016)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónicose calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Considerando que la densidad de la disolución es 1,00 g mL^{-1} y tomando una base de cálculo de 100 g de disolución al 3,00 % de goma arábiga (GA), su concentración molar en función de la masa molar M es:

$$\frac{3{,}00\text{ g GA}}{100\text{ g disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol GA}}{M\text{ g GA}} \cdot \frac{1{,}00\text{ g disolución}}{1\text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = \frac{30{,}0}{M}\text{ mol L}^{-1}$$

A partir de la expresión de la presión osmótica se obtiene la masa molar de la goma arábiga:

$$0{,}0272\text{ atm} = \left(\frac{30{,}0}{M}\text{ mol L}^{-1}\right) \cdot (0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\text{K} \quad \rightarrow \quad M = 26.965\text{ g mol}^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta.

4.5. Considerando que la presión osmótica de la sangre humana es 6,7 atm, a 37 °C, una disolución de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, isotónica con la sangre, suponiendo comportamiento ideal, tiene una concentración:
a) 0,32 mol L^{-1}
b) 0,26 mol L^{-1}
c) 0,58 mol L^{-1}
d) 0,38 mol L^{-1}

(O.Q.L. Extremadura 2018)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Si se trata de disoluciones isotónicas quiere decir que ambas tienen la misma presión osmótica, por lo que la concentración debe ser:

$$6{,}7\ \text{atm} = M \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (37 + 273{,}15)\ \text{K}$$

Se obtiene, $M = 0{,}26\ \text{mol L}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.6. Una disolución de urea, CH_4N_2O, en agua al 0,60 % en masa tendrá aproximadamente la misma presión osmótica que:
a) Una disolución al 0,0060 % de glucosa.
b) Una disolución 0,10 M de glucosa.
c) Una disolución $1{,}0\cdot10^{-4}$ M de glucosa.
d) Una disolución al 3,6 % de glucosa.

(O.Q.N. Santander 2019)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónicose calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Para que las disoluciones tengan la misma presión osmótica, deben tener la misma concentración molar. Considerando que por ser disoluciones muy diluidas la densidad es, aproximadamente, $1{,}0\ \text{g mL}^{-1}$:

- Disolución de urea (CH_4N_2O) al 0,60 %

$$\frac{0{,}60\ \text{g } CH_4N_2O}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CH_4N_2O}{60{,}0\ \text{g } CH_4N_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

- Disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) al 0,0060 %

$$\frac{0{,}0060\ \text{g } C_6H_{12}O_6}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 3{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

- Disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) al 3,6 %

$$\frac{3{,}6\ \text{g } C_6H_{12}O_6}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ \text{g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}20\ \text{mol L}^{-1}$$

- Disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) $1{,}0\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}
- Disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) 0,10 mol L^{-1}

La respuesta correcta es la **b**.

4.7. Se prepara una muestra de 50,00 mL de una disolución acuosa que contiene 1,080 g de una proteína del plasma sanguíneo. La disolución tiene una presión osmótica de 5,850 mmHg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la proteína?
a) 68,60 g mol^{-1}
b) 90,20 g mol^{-1}
c) 902,00 g mol^{-1}
d) 68.605,7 g mol^{-1}

(O.Q.L. Asturias 2019)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

La concentración molar de proteína X en la disolución es:

$$M = \frac{1{,}080\ \text{g X}}{50{,}00\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{M_X\ \text{g}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \frac{21{,}60}{M_X}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la expresión de la presión osmótica se obtiene la masa molar de la proteína:

$$5{,}850\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = \left(\frac{21{,}60}{M_X}\ \text{mol L}^{-1}\right) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 298\ \text{K}$$

Se obtiene, $M = 68.571\ \text{g mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(El resultado no coincide exactamente debido a las cifras significativas tomadas en los cálculos).

5. CRIOSCOPIA Y EBULLOSCOPIA

5.1. ¿Cuál de las siguientes sustancias funcionaría mejor como anticongelante de 1 L de agua si se utiliza la misma masa de cada una de ellas?
a) Metanol
b) Sacarosa
c) Glucosa
d) Acetato de etilo
e) Butan-1-ol

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Jaén 2017)

Será mejor anticongelante la sustancia con la que se consiga un mayor descenso en la temperatura de congelación de la disolución, ΔT. Este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como las cuatro sustancias propuestas presentan enlace covalente, al disolverlas en agua no se disocian en iones ($\alpha = 0$), por tanto, la expresión anterior queda simplificada como:

$$\Delta T = k_f\, m$$

De acuerdo con esto, el mayor descenso de la temperatura de congelación, ΔT, se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m.

Suponiendo que se disuelve una misma masa de cada compuesto, 1 g, en 1 kg de H_2O, la concentración molal de la disolución es:

$$m = \frac{1\ \text{g X}}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} = \frac{1}{M}\ \text{mol kg}^{-1}$$

Por tanto, la mayor concentración molal, m, corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Metanol	Sacarosa	Glucosa	Acetato de etilo	Butan-1-ol
Fórmula	CH_3OH	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_6H_{12}O_6$	$CH_3COOCH_2CH_3$	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
M / g mol^{-1}	32,0	342,0	180,0	88,0	74,0

La respuesta correcta es la **a**.

5.2. Cuando se adiciona glucosa al agua a 25 °C se observa que:
a) Disminuye la temperatura de ebullición con respecto a la del agua.
b) Aumenta la presión de vapor de la disolución.
c) Congela por debajo de 0 °C.
d) La glucosa no se disuelve en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Baleares 2015)

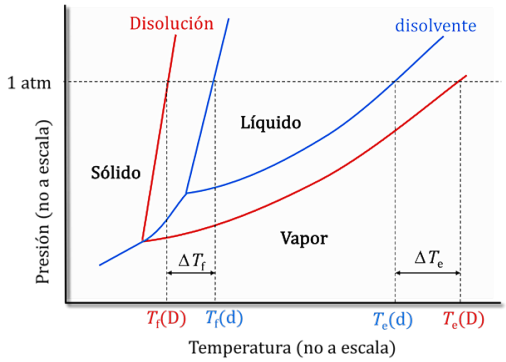
Como se observa en la gráfica:

a-b) Falso. En la disolución aumenta la temperatura de ebullición, ya que su presión de vapor disminuye.

c) **Verdadero**. En la disolución desciende la temperatura de congelación, ya que su presión de vapor disminuye.

d) Falso. La glucosa es soluble en agua por formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.



5.3. Se disuelven 0,50 g y 0,75 g de un soluto no electrolito y no volátil en 1,500 g y en 1,250 g de agua, formándose dos disoluciones A y B, respectivamente. Si los valores de las constantes del agua son $k_f = 1{,}86$ °C kg mol^{-1} y $k_e = 0{,}51$ °C kg mol^{-1}. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?
a) La presión de vapor de A es menor que la de B.
b) La temperatura de ebullición de B es menor que la de A.
c) Ambas disoluciones tienen la misma temperatura de congelación.
d) La molalidad de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la expresión:

$$p = p^\circ\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La disolución que tiene menor fracción molar de soluto, la disolución A (la menos concentrada), es la que tiene mayor presión de vapor.

b) Falso. Las temperaturas de ebullición y de congelación de una disolución que contiene un soluto no electrolito y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\,m$$

siendo k la constante específica del disolvente y m la molalidad de la disolución.

Como la disolución B contiene más soluto y menos disolvente su concentración molal es mayor y, por tanto, su temperatura de ebullición también lo es.

c) Falso. Como ambas disoluciones tienen diferente concentración molal deben tener diferente temperatura de congelación.

d) Falso. Según se ha explicado en el apartado b).

Ninguna propuesta es correcta.

5.4. La disolución acuosa con menor punto de fusión es:
a) $MgSO_4$ 0,01 m
b) NaCl 0,01 m
c) Etanol (CH_3CH_2OH) 0,01 m
d) Ácido acético (CH_3COOH) 0,01 m
e) MgI_2 0,01 m

(O.Q.N. Burgos 1998)

El punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\,m\,[1 + \alpha\,(n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor punto de fusión la disolución con mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) $MgSO_4(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

b) $NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

c) CH_3CH_2OH no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

d) CH_3COOH es un ácido débil muy poco disociado en iones $(\alpha \approx 0)$

e) $MgI_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es MgI_2, por tanto, su disolución es la que presenta menor temperatura de fusión.

La respuesta correcta es la **e**.

5.5. Para tres disoluciones 0,1 molal de ácido acético, $C_2H_4O_2$, glucosa, $C_6H_{12}O_6$ y ácido sulfúrico, H_2SO_4, en agua, señale la proposición correcta:
a) La disolución de ácido sulfúrico es la que tiene comportamiento más ideal.
b) La disolución de glucosa es la que tiene la temperatura de ebullición más alta.
c) La disolución de sulfúrico es la que tiene mayor temperatura de ebullición.
d) Las tres disoluciones tienen la misma temperatura de ebullición.
e) La disolución de glucosa es la que tiene mayor presión osmótica.

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. Una disolución ideal es aquella en la que no se registra variación de entalpía ni de entropía. En las disoluciones propuestas se produce variación en esas magnitudes respecto de las sustancias puras y las sustancias disueltas en agua.

b) Falso. La temperatura de ebullición de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_e\ m\ [1 + \alpha\ (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_e = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá mayor temperatura de ebullición la disolución con mayor valor de n.

$C_2H_4O_2$ es un ácido débil muy poco disociado en iones $(\alpha \approx 0)$

$C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

c) **Verdadero**. Según lo demostrado en el apartado b), se trata de la disolución de H_2SO_4.

d) Falso. Según lo demostrado en el apartado b).

e) Falso. En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\ R\ T\ [1 + \alpha\ (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con, aproximadamente, la misma concentración molar tendrá mayor presión osmótica la disolución con mayor valor de n. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b), será la disolución de H_2SO_4.

La respuesta correcta es la **c**.

5.6. Cuando se añaden 10 g de sacarosa en agua, se observa que:
a) La disolución hierve a una temperatura inferior a 100 °C.
b) Su temperatura de congelación aumenta con respecto a la del agua.
c) Congela por debajo de 0 °C.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Las temperaturas de ebullición y de congelación de una disolución que contiene un soluto no electrolito y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\, m$$

siendo k la constante específica del disolvente y m la molalidad de la disolución.

La temperatura de ebullición de esta disolución debe ser superior a 100 °C.

b) Falso. La temperatura de congelación de la disolución debe ser inferior a la del agua, 0 °C.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

5.7. Indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta:
a) Los electrolitos débiles están totalmente disociados en disolución acuosa.
b) Una disolución 0,10 molal de ácido clorhídrico congela a una temperatura más baja que una disolución 0,10 molal de glucosa.
c) La solubilidad de cualquier sustancia en agua aumenta siempre al elevar a temperatura.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Los electrolitos débiles se encuentran parcialmente disociados en agua.

b) **Verdadero**. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\mathrm{f}\, m\, [1 + \alpha\, (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_\mathrm{f} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor temperatura de congelación la disolución con mayor valor de n.

$C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones $\qquad (\alpha = 0)$

$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad (\alpha \approx 1) \qquad n = 2$

La temperatura de congelación de la disolución de HCl es más baja que la de $C_6H_{12}O_6$.

c) Falso. La solubilidad de un gas en agua aumenta al disminuir la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

5.8. Indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución es independiente del disolvente.
b) El agua y el alcohol etílico son inmiscibles.
c) Una disolución diluida puede ser saturada.
d) Al mezclar dos disoluciones de la misma sustancia la concentración final es la suma de las concentraciones de ambas.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\mathrm{f}\, m\, [1 + \alpha\, (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_\mathrm{f} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

La constante k_f es específica de cada disolvente.

b) Falso. Alcohol etílico y agua son totalmente miscibles debido a la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

c) **Verdadero**. La concentración depende la relación soluto/disolvente y la saturación depende la solubilidad de la sustancia, por tanto, una disolución de un soluto poco soluble es a la vez saturada y diluida. Un ejemplo de este tipo es una disolución acuosa de $CaCO_3$.

d) Falso. Depende de la cantidad de disolución que se mezcle y de cuál sea la expresión de la concentración.

La respuesta correcta es la **c**.

5.9. En las regiones frías se añade al agua de los radiadores de los coches una sustancia que se denomina anticongelante. Su misión está basada en:
a) La solubilidad de sustancias.
b) Una propiedad coligativa de las disoluciones.
c) La diferencia de densidades de los dos líquidos.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Jaén 2019)

Cuando se añade soluto al agua y se forma la disolución disminuye la temperatura de congelación, ya que la presión de vapor de la disolución también disminuye. Varía una propiedad coligativa.

La respuesta correcta es la **b.**

5.10. Se preparan dos disoluciones de un soluto no electrolito y no volátil, una, llamada A al 2,0 % en masa, y otra, llamada B al 4,0 % en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa suponiendo un comportamiento ideal?
a) La molalidad en B es la mitad que en A.
b) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
c) La presión osmótica de A es menor que la de B.
d) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Canarias 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) **Falso**. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molalidad de cada una de las disoluciones es:

$$\left.\begin{array}{l} m_\mathrm{A} = \dfrac{2{,}0\ \mathrm{g\ X}}{98{,}0\ \mathrm{g\ H_2O}} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ X}}{M\ \mathrm{g\ X}} \cdot \dfrac{10^3\ \mathrm{g\ H_2O}}{1\ \mathrm{kg\ H_2O}} = \dfrac{20{,}4}{M} \\ m_\mathrm{B} = \dfrac{4{,}0\ \mathrm{g\ X}}{96{,}0\ \mathrm{g\ H_2O}} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ X}}{M\ \mathrm{g\ X}} \cdot \dfrac{10^3\ \mathrm{g\ H_2O}}{1\ \mathrm{kg\ H_2O}} = \dfrac{41{,}7}{M} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{m_\mathrm{B}}{m_\mathrm{A}} = \frac{41{,}7/M}{20{,}4/M} = 2{,}04$$

b) Verdadero. La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\mathrm{f}\, m$$

El mayor descenso en la temperatura de congelación y, por consiguiente, la menor temperatura de congelación se produce en la disolución que posea mayor concentración molal, que como se ha visto en el apartado anterior es la disolución B.

c) Verdadero. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molaridad de cada una de las disoluciones es:

$$M_\mathrm{A} = \frac{2{,}0\ \mathrm{g\ X}}{100\ \mathrm{g\ disolución}} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ X}}{M\ \mathrm{g\ X}} \cdot \frac{1\ \mathrm{g\ disolución}}{1\ \mathrm{mL\ disolución}} \cdot \frac{10^3\ \mathrm{mL\ disolución}}{1\ \mathrm{L\ disolución}} = \frac{20}{M}$$

$$M_\mathrm{B} = \frac{4{,}0\ \mathrm{g\ X}}{100\ \mathrm{g\ disolución}} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ X}}{M\ \mathrm{g\ X}} \cdot \frac{1\ \mathrm{g\ disolución}}{1\ \mathrm{mL\ disolución}} \cdot \frac{10^3\ \mathrm{mL\ disolución}}{1\ \mathrm{L\ disolución}} = \frac{40}{M}$$

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\ R\ T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

La mayor presión osmótica corresponde a la disolución que posea mayor concentración molar, que tal y como se ha visto, es la disolución B.

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^\circ\,(1 - x_\mathrm{s}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^\circ = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_\mathrm{s} = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La disolución que tiene menor porcentaje de soluto, la disolución A, es la que tiene menor fracción molar de soluto y, por tanto, mayor presión de vapor.

La respuesta correcta es la **a**.

5.11. La adición de 1,00 g de benceno, C_6H_6, a 80,00 g de ciclohexano, C_6H_{12}, disminuye el punto de congelación del ciclohexano de 6,50 a 3,30 °C. Si se quisiera determinar la masa molecular de un soluto no electrolito midiendo la disminución de la temperatura de congelación, a igualdad de la concentración de la disolución y sabiendo que k_f (benceno) = 5,12 °C kg mol^{-1}, ¿cuál será el mejor disolvente?
a) Benceno
b) Ciclohexano
c) Ambos causarían el mismo descenso crioscópico.
d) Con estos datos no es posible establecer cuál sería el disolvente más adecuado.

(O.Q.L. Asturias 2000)

La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_\mathrm{f}\, m$$

Si ambas disoluciones tienen la misma concentración molal, el mejor disolvente será aquél que produzca un mayor descenso de la temperatura de congelación, es decir, el disolvente con mayor constante crioscópica.

A partir de los datos propuestos se puede calcular el valor de la constante crioscópica del ciclohexano:

$$(6{,}50 - 3{,}30)\text{°C} = k_\mathrm{f} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g}\ C_6H_6}{80{,}00\ \text{g}\ C_6H_{12}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_6H_{12}}{1\ \text{kg}\ C_6H_{12}} \quad \rightarrow \quad k_\mathrm{f} = 20{,}0\ \text{°C kg mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.12. Si una disolución acuosa tiene una temperatura de ebullición de 100,15 °C, ¿cuál será su temperatura de congelación suponiendo comportamiento ideal?
a) –0,54 °C
b) –0,15 °C
c) 0,15 °C
d) 0,54 °C
(Datos. Cte. crioscópica = 1,86; cte. ebulloscópica = 0,512; ambas en sus unidades respectivas).

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las temperaturas de ebullición o congelación de una disolución que contiene un soluto no iónico y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\, m$$

siendo k la constante ebulloscópica o crioscópica del agua y m la concentración molal de la disolución.

La temperatura de ebullición permite calcular la molalidad de la disolución:

$$m = \frac{0{,}512\ \text{°C kg mol}^{-1}}{(100{,}15 - 100)\ \text{°C}} = 0{,}288\ \text{mol kg}^{-1}$$

La temperatura de congelación de la disolución es:

$$(0 - T_f)\ ^\circ\text{C} = (1{,}86\ ^\circ\text{C kg mol}^{-1}) \cdot (0{,}288\ \text{mol kg}^{-1}) \quad \rightarrow \quad T_f = -0{,}54\ ^\circ\text{C}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.13. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos se preferirá como anticongelante empleando igual masa del mismo para la misma cantidad de disolvente?
1) Etanol 2) $C_3H_8O_3$ (glicerina) 3) Glucosa 4) $C_2H_6O_2$ (etilenglicol)
a) Todos igual
b) 2
c) 1
d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

Como todas las disoluciones contienen idénticas masas de soluto y de disolvente, el mayor ΔT se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m:

$$m = \frac{x\ \text{g soluto X}}{y\ \text{kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} = \frac{x}{y\ M}$$

Por tanto, la mayor concentración molal corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Etanol (C_2H_6O)	Glicerina ($C_3H_8O_3$)	Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)	Etilenglicol ($C_2H_6O_2$)
M / g mol^{-1}	46,0	92,0	180,0	62,0

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

5.14. Una determinada masa de metanol produce mayor descenso del punto de congelación en una masa determinada de agua que la misma cantidad de alcohol etílico, debido a que el metanol:
a) Tiene menor masa molecular.
b) Es más soluble en agua.
c) Tiene mayor punto de ebullición.
d) Tiene menor punto de congelación.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

Como ambas las disoluciones contienen idénticas masas de soluto en una misma masa de disolvente, el mayor ΔT se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m:

$$m = \frac{x\ \text{g soluto X}}{y\ \text{kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} = \frac{x}{y\ M}$$

Por tanto, la mayor concentración molal corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Metanol (CH_4O)	Etanol (C_2H_6O)
M / g mol^{-1}	32,0	46,0

La respuesta correcta es la **a**.

5.15. Aunque normalmente no se indica, ¿cuál es la unidad correcta para expresar las constantes crioscópicas y ebulloscópicas?
a) °C mol^{-1}
b) °C mol kg^{-1}
c) °C kg mol^{-1}
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La variación en la temperatura de ebullición o congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

La expresión de la constante k_f (para k_e es igual) y sus unidades son, respectivamente:

$$k_f = \frac{\Delta T}{m} \qquad \rightarrow \qquad k_f \rightarrow \frac{°C}{\text{mol kg}^{-1}} = \text{°C kg mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.16. El punto de fusión de una disolución acuosa de $KHSO_4$ 0,050 m es –0,19 °C. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor lo que sucede al disolverse $KHSO_4(s)$ en agua?
a) $KHSO_4(s) \rightarrow KHSO_4(aq)$
b) $KHSO_4(s) \rightarrow HSO_4^-(aq) + K^+(aq)$
c) $KHSO_4(s) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + K^+(aq) + H^+(aq)$
d) $KHSO_4(s) \rightarrow SO_3^{2-}(aq) + K^+(aq) + OH^-(aq)$
e) $KHSO_4(s) \rightarrow KSO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
(Dato. k_f (agua) = 1,86 °C kg mol^{-1}).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La temperatura de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\,(n-1)] \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el $KHSO_4$ es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$), el valor de n proporcionará la ecuación de disociación iónica correcta.

$$0 - (-0{,}19)\ °C = (1{,}86\ °C\ kg\ mol^{-1}) \cdot (0{,}050\ mol\ kg^{-1}) \cdot [1 + 1(n-1)] \qquad \rightarrow \qquad n = 2$$

La ecuación que representa el proceso en el que se forman 2 iones es:

$$KHSO_4(s) \rightarrow HSO_4^-(aq) + K^+(aq)$$

Hay que descartar la ecuación del apartado e) ya que el $KHSO_4$ es una sal ácida y en la disociación propuesta se forman iones OH^- con lo que medio sería básico.

La respuesta correcta es la **b**.

5.17. Una disolución acuosa de cloruro de sodio empieza a congelar a –1,5 °C. Calcule la concentración de la sal en esta disolución, expresada en porcentaje en masa.
a) 3,9 %
b) 4,0 %
c) 4,5 %
d) 4,7 %
e) 4,8 %
(Dato. k_f (H_2O) = 1,86 °C kg mol^{-1}).

(O.Q.N. Vigo 2006)

La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el NaCl es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$) de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaCl (aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{Cl}^-\text{(aq)} \quad \rightarrow \quad n = 2$$

La concentración molal de la disolución es:

$$m = \frac{0 - (-1{,}5)\ ^\circ\text{C}}{(1{,}86\ ^\circ\text{C kg mol}^{-1}) \cdot [1 + 1 \cdot (2 - 1)]} = 0{,}40\ \text{mol kg}^{-1}$$

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{0{,}40\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{kg H}_2\text{O}}{10^3\ \text{g H}_2\text{O}} = \frac{23\ \text{g NaCl}}{1.000\ \text{g H}_2\text{O}}$$

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$\frac{23\ \text{g NaCl}}{23\ \text{g NaCl} + 1.000\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot 100 = 2{,}2\ \%\ \text{NaCl}$$

Ninguna respuesta es correcta, ya que no han tenido en cuenta que se trata de un soluto iónico que en disolución acuosa se encuentra disociado en dos iones ($n = 2$).

5.18. ¿Cuál de las siguientes moléculas produce mayor descenso de la temperatura de fusión del agua?
a) $CaCl_2$
b) NaCl
c) CH_3OH
d) CH_2OHCH_2OH
e) $CH_2OHCHOHCH_2OH$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

El descenso del punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Suponiendo que la cantidad de cada una de las sustancias que se disuelve en una determinada cantidad de agua haga que todas las disoluciones acuosas tengan la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de fusión la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) **Verdadero**. $CaCl_2\text{(aq)} \rightarrow Ca^{2+}\text{(aq)} + 2\ Cl^-\text{(aq)}$ ($\alpha \approx 1$) $n = 3$

b) Falso. $NaCl\text{(aq)} \rightarrow Na^+\text{(aq)} + Cl^-\text{(aq)}$ ($\alpha \approx 1$) $n = 2$

c) Falso. CH_3OH no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

d) Falso. CH_2OHCH_2OH no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

e) Falso. $CH_2OHCHOHCH_2OH$ no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $CaCl_2$, por tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso de la temperatura de fusión.

La respuesta correcta es la **a**.

5.19. La fórmula empírica de un compuesto es C_3H_2Br. Cuando 0,115 g de este compuesto se disuelven en 4,36 g de naftaleno, la disolución congela a 79,51 °C. Si el naftaleno puro congela a 80,29 °C y tiene una constante crioscópica $k_f = 6{,}94$ °C kg mol^{-1} , la fórmula molecular será:
a) C_3H_2Br
b) C_3H_7Br
c) $C_6H_4Br_2$
d) $C_3H_5Br_3$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

A partir de los datos propuestos se puede calcular el valor de la masa molar de la sustancia:

$$(80{,}29 - 79{,}51)\ °C = 6{,}94\ \frac{°C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{0{,}115\ g\ (C_3H_2Br)_n}{4{,}36\ g\ naftaleno} \cdot \frac{1\ mol\ (C_3H_2Br)_n}{117{,}9\ n\ g\ (C_3H_2Br)_n} \cdot \frac{10^3\ g\ naftaleno}{1\ kg\ naftaleno}$$

Se obtiene, $n = 2$, por lo que la fórmula molecular del compuesto es $C_6H_4Br_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.20. Complete los espacios en blanco con las opciones propuestas.
Cuando se añade un soluto no volátil a un disolvente volátil, la presión de vapor _____, la temperatura de ebullición _____, la temperatura de congelación _____, y la presión osmótica a través de una membrana semipermeable _____.
a) Disminuye, aumenta, disminuye, disminuye
b) Aumenta, aumenta, disminuye, aumenta
c) Aumenta, disminuye, aumenta, disminuye
d) Disminuye, disminuye, aumenta, disminuye
e) Disminuye, aumenta, disminuye, aumenta

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

▪ La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula de acuerdo con la ley de Raoult (1882):

$$p = p°\ (1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor es directamente proporcional a la fracción molar (que siempre es menor que la unidad), por tanto, al añadir soluto la presión de vapor disminuye.

▪ Las temperaturas de ebullición o de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil y que no se disocia en iones se calculan mediante las expresiones:

$$\Delta T = k_f\, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{descenso del punto de congelación} \\ k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

$$\Delta T = k_e\, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{aumento del punto de ebullición} \\ k_e = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

La variación de temperatura es directamente proporcional a la concentración molal de la disolución, por tanto, al añadir soluto la temperatura de ebullición aumenta y la temperatura de congelación disminuye.

▪ En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\ R\ T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

La presión osmótica es directamente proporcional a la concentración molar de la disolución, por tanto, al añadir soluto aumenta la concentración molar y con ella, la presión osmótica aumenta.

La respuesta correcta es la **e**.

5.21. Se tienen disoluciones de igual molalidad de las siguientes sales; la disolución cuyo punto de congelación es más bajo es:
a) NaBr
b) $Al(NO_3)_3$
c) KCH_3COO
d) $LiNO_3$
e) $CaCl_2$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

El descenso del punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como todas las disoluciones acuosas tienen la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de congelación la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) Falso. $NaBr(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Br^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

b) **Verdadero**. $Al(NO_3)_3(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\, NO_3^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 4$

c) Falso. $KCH_3COO(aq) \rightarrow K^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

d) Falso. $LiNO_3(aq) \rightarrow Li^+(aq) + NO_3^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

e) Falso. $CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\, Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $Al(NO_3)_3$, por tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso de la temperatura de congelación.

La respuesta correcta es la **b**.

5.22. Cuando nieva se echa sal a la calzada para:
a) Impedir que la luz intensa se refleje y deslumbre.
b) Que se volatilice el hielo.
c) Favorecer la fusión del hielo.
d) Que se forme hielo duro y no patinen los vehículos.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, su temperatura de congelación desciende de acuerdo con la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Por este motivo, al añadir NaCl a la nieve (H_2O) se consigue que la temperatura de congelación de la disolución formada descienda por debajo de 0 °C y, por tanto, el hielo funda y no se formen placas.

La respuesta correcta es la **c**.

5.23. ¿Qué disolución acuosa 1 m de los siguientes compuestos tiene menor punto de congelación?
a) $CaCl_2$
b) $C_6H_{12}O_6$
c) KCl
d) NH_4Cl
e) CH_3CH_2OH

(O.Q.N. Madrid 2015)

El descenso del punto de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como todas las disoluciones acuosas tienen la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de congelación la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) **Verdadero**. $CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

b) Falso. $C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

c) Falso. $KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

d) Falso. $NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

e) Falso. CH_3CH_2OH no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

La sustancia que presenta mayor valor de n con disociación prácticamente total es $CaCl_2$ por lo que su disolución es la que tiene mayor descenso crioscópico y, por tanto, menor temperatura de congelación.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

5.24. Se disuelven 0,300 g de fósforo rojo en 500 g de etanol. La disolución así preparada tiene un punto de ebullición 0,00590 °C mayor que el que le corresponde al etanol puro. La fórmula del fósforo rojo es:
a) P
b) P_3
c) P_4
d) P_6
(Dato. Constante ebulloscópica del etanol = 1,22 °C kg mol^{-1}).

(O.Q.L. Asturias 2017)

La temperatura de ebullición de una disolución que contiene un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_e\, m$$

siendo k_e la constante ebulloscópica o crioscópica del agua y m la concentración molal de la disolución.

La temperatura de ebullición permite calcular la molalidad de la disolución:

$$m = \frac{0{,}00590\ °C}{1{,}22\ °C\ kg\ mol^{-1}} = 0{,}00484\ mol\ kg^{-1}$$

A partir de la molalidad de la disolución se puede obtener la masa molar del soluto:

$$\frac{0{,}300\ g\ fósforo}{500\ g\ etanol} \cdot \frac{1\ mol\ fósforo}{M\ g\ fósforo} \cdot \frac{10^3\ g\ etanol}{1\ kg\ etanol} = 0{,}00484\ mol\ kg^{-1} \quad \rightarrow \quad M = 124\ g\ mol^{-1}$$

Como la masa molar del fósforo es 31,0 g mol^{-1}, relacionando ambas masas molares se obtiene que la fórmula del fósforo rojo es:

$$\frac{124\ \text{g mol}^{-1}\ \text{(fósforo rojo)}}{31{,}0\ \text{g mol}^{-1}\ \text{(fósforo)}} = 4 \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular del fósforo rojo: } P_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.25. Si se disuelven 10,0 g de naftaleno, $C_{10}H_8$, en 50,0 g de benceno, la temperatura de congelación de la disolución es:
a) –2,5 °C
b) 2,5 °C
c) 5,2 °C
d) 8,00 °C
(Datos. Temperatura de fusión del benceno = 5,5 °C. k_f (benceno) = 5,12 °C kg mol^{-1}).

(O.Q.L. Asturias 2018)

La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{descenso del punto de congelación} \\ k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

La concentración molal de esta disolución es:

$$\frac{10{,}0\ \text{g } C_{10}H_8}{50{,}0\ \text{g } C_6H_6} \cdot \frac{1\ \text{mol } C_{10}H_8}{128{,}0\ \text{g } C_{10}H_8} \cdot \frac{10^3\ \text{g } C_6H_6}{1\ \text{kg } C_6H_6} = 1{,}56\ \text{mol kg}^{-1}$$

Considerando que el disolvente es C_6H_6 que tiene una temperatura de congelación normal de 5,5 °C, la temperatura a la que congela la disolución es:

$$(5{,}5 - T_f)\ °\text{C} = (5{,}12\ °\text{C kg mol}^{-1}) \cdot (1{,}56\ \text{mol kg}^{-1}) \quad \rightarrow \quad T_f = -2{,}5\ °\text{C}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.26. Si disuelve sacarosa en agua:
a) La temperatura de ebullición de la disolución resultante será superior a la del agua pura.
b) La presión de vapor de la disolución resultante será superior a la del agua pura.
c) La presión osmótica de la disolución resultante será inferior a la del agua pura.
d) La temperatura de congelación de la disolución resultante será superior a la del agua pura.

(O.Q.L. Murcia 2020)

a) **Verdadero**. Las temperaturas de ebullición y de congelación de una disolución que contiene un soluto no electrolito y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\, m$$

siendo k la constante específica del disolvente, m la molalidad de la disolución y ΔT puede ser, según cual sea la constante utilizada, el aumento de la temperatura de ebullición o el descenso de la temperatura de congelación que experimenta el disolvente al añadir ese soluto.

b) Falso. La ley de Raoult (1882), estudia la variación de la presión de vapor de un disolvente al añadirle un soluto no volátil. Se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p°\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Esta ecuación se puede escribir también de la siguiente forma:

$$\Delta p = p°\, x_s$$

que expresa que la disminución de presión de vapor (Δp) que se produce al añadir un soluto al disolvente es directamente proporcional a la fracción molar de soluto.

c) Falso. La presión osmótica es la presión que se debe aplicar a una disolución para impedir el paso de las moléculas de disolvente a través de una membrana semipermeable. Por tanto, no tiene sentido hablar de la presión osmótica de un disolvente como el agua pura.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado a.

La respuesta correcta es la **a**.

5.27. De las siguientes propiedades indique la que no es una propiedad coligativa:
a) Presión osmótica
b) Conductividad eléctrica
c) Descenso crioscópico
d) Ascenso ebulloscópico

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Las propiedades coligativas dependen de la concentración de la disolución, por tanto, dependen del número de partículas de soluto.

De las propuestas, la única que no es una propiedad coligativa es la conductividad eléctrica que depende del tipo de enlace químico que presenta la sustancia.

La respuesta correcta es la **b**.

II. CINÉTICA QUÍMICA

1. VELOCIDAD DE REACCIÓN

1.1. La descomposición de SO_2Cl_2 en dióxido de azufre y cloro es una cinética de primer orden. Sabiendo que, a una temperatura dada, la velocidad de la reacción es de $6{,}6\cdot10^{-6}$ mol L^{-1} s^{-1} siendo la concentración inicial del SO_2Cl_2 de 0,300 mol L^{-1} , ¿cuál será el valor de la constante de velocidad de la reacción?
a) $2{,}2\cdot10^{-5}$ s^{-1}
b) $2{,}2\cdot10^{-5}$ mol L^{-1} s^{-1}
c) $4{,}5\cdot10^{-4}$ s^{-1}
d) $4{,}5\cdot10^{-4}$ mol L^{-1} s^{-1}

(O.Q.L. Asturias 1993)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden es:

$$v = k\,[SO_2Cl_2]$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[SO_2Cl_2]} = \frac{6{,}6\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{0{,}300\ \text{mol L}^{-1}} = 2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.2. Las unidades de la constante de velocidad de una reacción de segundo orden son:
a) L mol^{-1} s^{-1}
b) mol L^{-1} s^{-1}
c) L^2 mol^{-2} s^{-1}
d) s^{-1}
e) mol^2 L^{-2} s^{-1}

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es:

$$v = k[A]^2$$

La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[A]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1}\ \text{L}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2014 se escribe M en lugar de mol L^{-1}).

1.3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La constante de velocidad de una reacción de primer orden se puede expresar en mol dm^{-3} s^{-1}.
b) La velocidad de una reacción es independiente de la temperatura.
c) El orden de cualquier reacción es siempre un número entero y mayor que cero.
d) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden es:

$$v = k\,[A]$$

La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[A]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

b) Falso. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

c) Falso. Desde el punto de vista experimental, el orden de una reacción puede tener cualquier valor.

La respuesta correcta es la **d**.

1.4. Para la reacción: $2\ NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NOCl(g)$ la ecuación de velocidad viene dada por la expresión:

$$v = k[NO]^2\ [Cl_2]$$

Si las concentraciones de NO y Cl_2 al inicio de la reacción son ambas 0,010 mol L^{-1}, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de NO haya disminuido hasta 0,0050 mol L^{-1}?

a) $k(0{,}0050)\cdot(0{,}0025)$
b) $k(0{,}0050)\cdot(0{,}0050)$
c) $k(0{,}0050)^2\cdot(0{,}0025)$
d) $k(0{,}0050)\cdot(0{,}0075)$
e) $k(0{,}0050)^2\cdot(0{,}0075)$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2019) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

Relacionando NO con Cl_2:

$$\frac{0{,}0050\ \text{mol NO}}{\text{L}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol NO}} = 0{,}0025\ \text{mol Cl}_2\ \text{L}^{-1}$$

El valor de $[Cl_2]$ cuando [NO] 0,005 mol L^{-1} es:

$$[Cl_2] = (0{,}010\ \text{mol L}^{-1}) - (0{,}0025\ \text{mol L}^{-1}) = 0{,}0075\ \text{mol L}^{-1}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$v = k\ (0{,}0050)^2 \cdot (0{,}0075)$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.5. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción de formación de agua, a partir de hidrógeno y oxígeno, viene dada por la expresión, $v = k[H_2]^2\ [O_2]$. Las unidades de k deben ser:

a) $mol^2\ dm^{-6}\ s^{-1}$
b) $mol^{-3}\ dm^2\ s$
c) $mol^{-2}\ dm^6\ s^{-1}$
d) $mol\ dm^{-3}\ s^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[H_2]^2\ [O_2]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol dm}^{-3}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol dm}^{-3})^3} = \text{mol}^{-2}\ \text{dm}^6\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. La velocidad de una reacción química se debe expresar en:

a) $s\ mol^{-1}$
b) $mol^{-1}\ s^{-1}$
c) $mol\ L^{-1}\ s^{-1}$
d) $mol^{-1}\ L\ s^{-1}$
e) Las unidades dependen del orden total de la reacción.
f) Las unidades dependen de la energía de activación.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. La Rioja 2007)

La velocidad de una reacción se define como:

$$v = -\frac{d[\mathrm{A}]}{dt} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}}{\text{s}} = \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Para la siguiente reacción:

$$\mathbf{4\ HBr(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g) + 2\ Br_2(g)}$$

a) Las unidades de la constante de velocidad no dependen de la ecuación de velocidad.
b) El orden total de reacción puede pronosticarse a partir de la ecuación estequiométrica anterior.
c) La velocidad de formación de agua es la mitad de la velocidad de desaparición de HBr.
d) La velocidad de formación de agua es igual a la velocidad de desaparición de HBr.
e) Las unidades de la velocidad de reacción son mol L s.
f) Las unidades de la velocidad de reacción son mol L^{-1} s^{-1}.
g) La velocidad de reacción es muy elevada ya que se trata de una reacción en fase gaseosa.
h) Ambos reactivos se consumen a la misma velocidad.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2016) (O.Q.N. Valencia 2020)

a) Falso. La ecuación de velocidad correspondiente a esta reacción es:

$$v = k\ [\mathrm{HBr}]^a\ [\mathrm{O_2}]^b$$

La constante de velocidad, k, es:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{HBr}]^a\ [\mathrm{O_2}]^b}$$

Teniendo en cuenta que las unidades de la velocidad son, mol L^{-1} s^{-1} y las de las concentraciones de los reactivos, mol L^{-1}, las unidades de k son:

$$k = \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^a\ (\text{mol L}^{-1})^b} = \text{mol}^{(1-a-b)}\ \text{L}^{(a+b-1)}\ \text{s}^{-1}$$

Como se observa, las unidades de k dependen de los valores de a y b, que a su vez son específicos de cada reacción.

b) Falso. El orden total de la reacción no se obtiene a partir de la estequiometría de la reacción, se obtiene de la ecuación de velocidad correspondiente a la reacción:

$$v = k\ [\mathrm{HBr}]^a\ [\mathrm{O_2}]^b \qquad \text{siendo el orden total} = (a + b)$$

c) **Verdadero**. Relacionando las velocidades de desaparición del HBr y de formación del H_2O se obtiene que:

$$\left.\begin{array}{l} v = \dfrac{1}{4}\dfrac{d[\mathrm{HBr}]}{dt} \\ v = \dfrac{1}{2}\dfrac{d[\mathrm{H_2O}]}{dt} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{\dfrac{d[\mathrm{H_2O}]}{dt}}{\dfrac{d[\mathrm{HBr}]}{dt}} = \frac{2v}{4v} \rightarrow \frac{d[\mathrm{H_2O}]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[\mathrm{HBr}]}{dt}$$

d) Falso. Según se ha visto en la propuesta anterior.

e) Falso. La velocidad de una reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo y sus unidades son mol L^{-1} s^{-1}.

f) **Verdadero**. Según se ha visto en la propuesta anterior.

g) Falso. El que la velocidad de una reacción sea elevada depende cual sea el orden magnitud de la constante de velocidad, no depende del estado de agregación de las especies reaccionantes.

h) Falso. Relacionando las velocidades de desaparición del HBr y O_2 se obtiene que:

$$\left.\begin{array}{l} v = \dfrac{1}{4}\dfrac{d[\mathrm{HBr}]}{dt} \\ v = \dfrac{d[\mathrm{O_2}]}{dt} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{\dfrac{d[\mathrm{HBr}]}{dt}}{\dfrac{d[\mathrm{O_2}]}{dt}} = \frac{4v}{v} \quad \rightarrow \quad \frac{d[\mathrm{HBr}]}{dt} = 4\,\frac{d[\mathrm{O_2}]}{dt}$$

Las respuestas correctas son **c** y **f**.

1.8. La velocidad de una reacción se cuadruplica cuando la concentración de un reactivo se duplica. ¿Cuál es el orden de reacción respecto de este reactivo?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 2001)

Suponiendo la reacción A → P, la ecuación de velocidad es:

$$v_1 = k\,[\mathrm{A}]^n$$

Si se duplica la concentración:

$$v_2 = k\,[2\mathrm{A}]^n$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,[2\mathrm{A}]^n}{k\,[\mathrm{A}]^n} = 4 \quad \rightarrow \quad 2n = 4 \quad \rightarrow \quad n = 2 \quad \rightarrow \quad \text{orden 2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

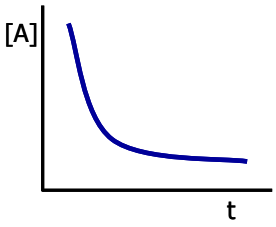
1.9. En toda reacción química se cumple que:
a) La velocidad de reacción suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
b) La constante de velocidad suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
c) El orden de reacción depende tanto del número de reactivos como de los coeficientes estequiométricos de estos.
d) La variación de entalpía asociada a una reacción de orden 2 es superior a la variación de entalpía asociada a una reacción de orden 1.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Verdadero**. La velocidad de una reacción se define como:

$$v = -\frac{1}{\nu}\frac{d[\mathrm{A}]}{dt}$$

Al disminuir la concentración del reactivo con el transcurso del tiempo, la velocidad se hace menor. La imagen muestra la variación de la concentración de los reactivos frente al tiempo.



b) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\,\exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

la constante de velocidad de una reacción solo depende de la temperatura.

c) Falso. En una reacción que transcurra en una etapa elemental, como por ejemplo:

$$\mathrm{a\,A + b\,B \rightarrow Productos}$$

solo entonces, los coeficientes estequiométricos coinciden con los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos.

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b$$

donde a y b son los órdenes de reacción respecto a cada uno de los reactivos. El orden total es $(a + b)$.

d) Falso. No existe ninguna relación entre el orden de una reacción y su variación de entalpía.

La respuesta correcta es la **a**.

1.10. ¿Cuáles serán las unidades para la constante de velocidad, *k*, de una reacción de segundo orden, cuya ecuación cinética es $v = k\,[\mathrm{A}]^2$ si la concentración se expresa en mol L^{-1} y el tiempo en minutos?
a) mol L^{-1} min^{-1}
b) mol^{-1}
c) mol^{-1} L min^{-1}
d) mol^{-2} L^2 min

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Si la ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es:

$$v = k[\mathrm{A}]^2$$

Su constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{min}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1}\ \text{L}\ \text{min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.11. Es habitual encontrar a nuestro alrededor joyas fabricadas con oro. Sin embargo, cuando se coloca oro en polvo finamente dividido en una atmósfera de oxígeno puro se puede llegar a observar como de forma espontánea se produce una llama. Por tanto:
a) Se debe tener cuidado con las joyas por si produjeran quemaduras.
b) Se puede concluir que la oxidación del oro es un proceso endotérmico.
c) La velocidad de reacción aumenta con la superficie de contacto entre reactivos.
d) La energía de activación en la oxidación del oro es tremendamente alta.
e) La velocidad de reacción de oxidación del oro es independiente de la temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Murcia 2018)

En el caso de utilizar reactivos cuyo estado de agregación es sólido, la velocidad de reacción aumenta al aumentar la superficie específica de los mismos al encontrarse en forma de polvo muy fino.

La respuesta correcta es la **c**.

1.12. La reacción $\mathrm{A} + \mathrm{B} \rightarrow \mathrm{C} + \mathrm{D}$, es de segundo orden en A y de orden cero en B, y el valor de *k* es 0,012 M^{-1} min^{-1}. ¿Cuál es la velocidad de esta reacción cuando $[\mathrm{A}] = 0{,}125$ M y $[\mathrm{B}] = 0{,}435$ M?
a) $5{,}0\cdot10^{-4}$ M min^{-1}
b) $3{,}4\cdot10^{-3}$ M min^{-1}
c) 1,3 M min^{-1}
d) $1{,}9\cdot10^{-4}$ M min^{-1}
e) $1{,}5\cdot10^{-3}$ M min^{-1}

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción propuesta es:

$$v = k[\mathrm{A}]^2$$

El valor de la velocidad para la concentración propuesta es:

$$v = (0{,}012\ \text{M}^{-1}\ \text{min}^{-1}) \cdot (0{,}125\ \text{M})^2 = 1{,}9\cdot10^{-4}\ \text{M}\ \text{min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. Cuando se dice que una reacción es explosiva, se puede afirmar que:
a) Con eso no se tiene información ni de su cinética ni de su entalpía.
b) Es rápida pero no sabe nada de su entalpía.
c) Es exotérmica pero no se sabe nada de su cinética.
d) Es rápida y exotérmica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

Una reacción explosiva se caracteriza porque:

- Se desprende una gran cantidad de calor, por tanto, se trata de un proceso exotérmico.
- Este calor se desprende en muy poco tiempo, lo que implica que la reacción es rápida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. Para la reacción A → Productos, se obtiene los siguientes datos:

t (min)	0	1	2
[A] (mol L^{-1})	1,512	1,490	1,469

¿Cuál es la velocidad inicial de la reacción en este experimento?
a) 0,40 mol L^{-1} min^{-1}
b) 0,022 mol L^{-1} min^{-1}
c) 0,089 mol L^{-1} min^{-1}
d) $9{,}8\cdot10^{-3}$ mol L^{-1} min^{-1}
e) 0,011 mol L^{-1} min^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Valencia 2015)

La velocidad inicial se calcula mediante la expresión:

$$v = -\frac{\Delta[\mathrm{A}]}{\Delta t}$$

Se obtienen los siguientes valores:

$$\left.\begin{array}{l} v = -\dfrac{(1{,}490-1{,}512)\,\mathrm{mol\,L^{-1}}}{(1{,}0-0{,}0)\,\mathrm{min}} = 0{,}022\ \mathrm{mol\,L^{-1}\,min^{-1}} \\ v = -\dfrac{(1{,}469-1{,}512)\ \mathrm{mol\,L^{-1}}}{(2{,}0-0{,}0)\ \mathrm{min}} = 0{,}022\ \mathrm{mol\,L^{-1}\,min^{-1}} \\ v = -\dfrac{(1{,}469-1{,}490)\ \mathrm{mol\,L^{-1}}}{(2{,}0-1{,}0)\ \mathrm{min}} = 0{,}021\ \mathrm{mol\,L^{-1}\,min^{-1}} \end{array}\right\} \text{valor medio, } v = 0{,}022\ \mathrm{mol\,L^{-1}\,min^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.15. Indique cuál de los siguientes enunciados es erróneo:
a) La velocidad de reacción indica la variación que sufre la concentración de las sustancias presentes (reactivo o producto) por unidad de tiempo.
b) La velocidad de reacción no es constante y disminuye a medida que la reacción avanza.
c) La velocidad de reacción de un reactivo o de un producto es siempre un valor positivo.
d) La velocidad con la que un reactivo desaparece es siempre igual a la velocidad con la que se forman los productos.

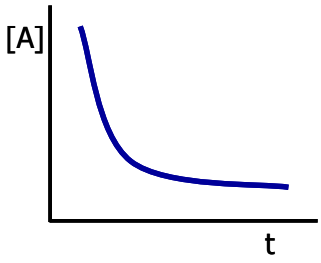
(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Málaga 2020)

a) Verdadero. La velocidad de una reacción se define como:

$$v = \frac{1}{\nu}\frac{d[A]}{dt}$$

siendo ν el coeficiente estequiométrico de la sustancia A.

b) Verdadero. Al disminuir la concentración del reactivo con el transcurso del tiempo, la velocidad se hace menor. Si se representa gráficamente se obtiene que la variación es exponencial y la velocidad viene determinada por la pendiente de la recta en cada punto de la curva.



c) Verdadero. La velocidad de una reacción se define como:

$$v = -\frac{1}{\nu}\frac{d[A]}{dt}$$

siendo el coeficiente estequiométrico ν, negativo para un reactivo y positivo para un producto.

d) **Falso**. La velocidad de desaparición de un reactivo solo se iguala a la velocidad de formación de un producto cuando se alcanza el equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. La reacción 2 A → B + C es de orden 2 en A. La velocidad de la reacción cuando [A] = 0,2 M es $2{\cdot}10^{-4}$ mol L^{-1} min^{-1}. ¿Cuál es la constante de velocidad?
a) $1{,}5{\cdot}10^{-3}$ mol^{-1} L min^{-1}
b) $5{\cdot}10^{-3}$ mol L^{-1} min^{-1}
c) $5{\cdot}10^{-3}$ mol^{-1} L min^{-1}
d) $5{\cdot}10^{-4}$ mol^{-1} L min^{-1}
e) $1{\cdot}10^{-3}$ mol^{-1} L min^{-1}

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es

$$v = k\,[\mathrm{A}]^2$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]^2} = \frac{2{\cdot}10^{-4}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ min^{-1}}}{(0{,}2\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^2} = 5{\cdot}10^{-3}\ \mathrm{mol^{-1}\ L\ min^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.17. Para la siguiente reacción de combustión:
$2\ CH_3CH_2OH + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$
La velocidad de desaparición de etanol es:
a) Igual a la velocidad de desaparición de oxígeno.
b) El doble de la velocidad de formación de CO_2.
c) La tercera parte de la velocidad de formación de H_2O.
d) Tres veces mayor que la velocidad de desaparición de oxígeno.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La velocidad de reacción es:

$$v = \frac{1}{2}\frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{4}\frac{d[CO_2]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

a-d) Falso. La relación entre las velocidades de desaparición del etanol y del oxígeno es:

$$\frac{1}{2}\frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[O_2]}{dt} \rightarrow \frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[O_2]}{dt}$$

b) Falso. La relación entre las velocidades de desaparición del etanol y de formación del CO_2 es:

$$\frac{1}{2}\frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{4}\frac{d[CO_2]}{dt} \rightarrow \frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[CO_2]}{dt}$$

c) **Verdadero**. La relación entre las velocidades de desaparición del etanol y de formación del H_2O es:

$$\frac{1}{2}\frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[H_2O]}{dt} \quad \rightarrow \quad \frac{d[CH_3CH_2OH]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.18. La reacción de oxidación del monóxido de nitrógeno a dióxido de nitrógeno:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

a 250 °C es de orden parcial 2 respecto al monóxido de nitrógeno y orden parcial 1 respecto al oxígeno. El valor de la constante cinética es, $k = 6{,}50{\cdot}10^3$ mol^{-2} L^2 s^{-1}. Por tanto, a dicha temperatura, cuando las concentraciones iniciales de los reactivos son [NO] = 0,100 mol L^{-1} y [O_2] = 0,210 mol L^{-1}, la velocidad de reacción será:

a) 13,7 mol L^{-1} s^{-1}

b) 273 s^{-1}

c) 54,6 mol L^{-1} s^{-1}

d) 6,8 mol L^{-1} s^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La ecuación de la velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[NO]^2\,[O_2]$$

El valor de la velocidad a 250 °C es:

$$v = \left(6{,}50{\cdot}10^3\ \text{mol}^{-2}\ \text{L}^2\ \text{s}^{-1}\right)\cdot(0{,}100\ \text{mol L}^{-1})^2\cdot(0{,}100\ \text{mol L}^{-1}) = 13{,}7\ \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.19. Al elevar la temperatura a la que se realiza una reacción química:

a) Aumenta siempre la velocidad de reacción.

b) Aumenta la velocidad si la reacción es endotérmica, pero disminuye si es exotérmica.

c) Disminuye la concentración de los reactivos y por ello disminuye la constante de velocidad.

d) Aumenta la velocidad media de las moléculas y con ello la energía de activación.

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2016)

a) **Verdadero**. Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas y con ello la velocidad de la reacción.

b) Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas y con ello la velocidad de la reacción independientemente de que esta sea exotérmica o endotérmica.

c) Falso. La concentración de los reactivos es independiente de la temperatura a la que se realiza la reacción.

d) Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas y con ello la velocidad de la reacción, pero la energía de activación es un parámetro cinético de la misma y no depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

1.20. Para el proceso A + B + C → 2 D, se conoce experimentalmente que la ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[A]\,[B]$$

¿Cuál de las siguientes expresiones es incorrecta?

a) Las unidades de la velocidad de reacción son mol L^{-1} s^{-1}.

b) El orden de reacción de la sustancia C es cero.

c) El reactivo C no se consume durante el proceso.

d) Las unidades de k son mol^{-1} L s^{-1}.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo, y de acuerdo con ello, sus unidades son mol L^{-1} s^{-1}.

b) Verdadero. Al no aparecer el reactivo C en la ecuación de velocidad quiere decir que el orden parcial con respecto al mismo es cero.

c) **Falso**. Todos los reactivos se consumen durante el transcurso de la reacción.

d) Verdadero. Para esa reacción la expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}][\mathrm{B}]} \quad \text{las unidades son} \quad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{L mol}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.21. La ecuación química y la ecuación cinética de la reacción en fase gas entre NO y H_2 son, respectivamente:

$$2\ \mathrm{NO(g)} + 2\ \mathrm{H_2(g)} \rightarrow \mathrm{N_2(g)} + 2\ \mathrm{H_2O(g)} \qquad v = k[\mathrm{NO}]^2\ [\mathrm{H_2}]$$

¿Cuáles son las unidades de k si el tiempo está expresado en segundos y la concentración en mol L^{-1}?

a) L s mol^{-1}
b) L^2 mol^{-2} s^{-1}
c) mol L^{-1} s^{-1}
d) mol^2 L^{-2} s^{-1}
e) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Granada 2020)

La ecuación de velocidad corresponde a una reacción de orden 3 y la expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{NO}]^2\ [\mathrm{H_2}]} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{L}^2\ \text{mol}^{-2}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. ¿Cuál de los siguientes factores no influye sobre la velocidad de reacción:
a) Temperatura.
b) Valor de la constante de equilibrio K_p.
c) Concentración de los reactivos.
d) Catalizadores.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La temperatura, concentración de los reactivos y presencia de un catalizador son factores que influyen en la velocidad de una reacción, sin embargo, el valor de la constante de equilibrio no produce ningún efecto sobre la misma.

La respuesta correcta es la **b**.

1.23. El proceso de transformación de diamante en grafito es un proceso muy lento. Por tanto:
a) Con el tiempo, todos los que ahora son diamantes tendrán color negro.
b) Esto asegura que el proceso no es espontáneo.
c) Esta velocidad no va a cambiar, aunque se aumente la temperatura.
d) La energía de activación del proceso ha de ser muy baja.

(O.Q.L. Murcia 2009)

Si el proceso es muy lento quiere decir que su energía de activación es muy alta, por este motivo, con el paso del tiempo, mucho tiempo, los diamantes acabarán convirtiéndose en grafito de color negro.

La respuesta correcta es la **a**.

1.24. Ya que la reacción 2 A + B → C, que transcurre en una sola etapa, es endotérmica y que su ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{B}]^2$:
a) Se trata de una reacción de orden 3.
b) Al añadir un catalizador la reacción se hace menos endotérmica y su velocidad aumenta.
c) La velocidad con la que se forma C es la misma con la que desaparece B.
d) En cualquier momento la velocidad es constante si la temperatura no varía.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso. Se trata de una reacción de orden 2.

b) Falso. La adición de un catalizador hace disminuir la energía de activación de la reacción de las reacciones directa e inversa, lo que hace aumentar la velocidad de la misma, sin cambiar la entalpía de la reacción.

c) **Verdadero**. Como se trata de una reacción elemental en la que los coeficientes de B y C son respectivamente, $\nu_B = -1$ y $\nu_C = +1$, las velocidades de formación de C y desaparición de B son:

$$v = -\frac{1}{\nu_\mathrm{B}}\frac{d[\mathrm{B}]}{dt} \qquad v = \frac{1}{\nu_\mathrm{C}}\frac{d[\mathrm{C}]}{dt} \qquad \text{entonces} \qquad \frac{d[\mathrm{B}]}{dt} = \frac{d[\mathrm{C}]}{dt}$$

d) Falso. Si la temperatura no cambia, el valor de k se mantiene constante; pero la velocidad de reacción también depende de [B], por ello, para que la velocidad sea constante es preciso que [B] = constante.

La respuesta correcta es la **c**.

1.25. Para esta reacción:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

¿Cómo es la velocidad de desaparición de O_2 en relación con la de producción de CO_2?
a) Es la misma que la velocidad de producción de CO_2.
b) 1/5 la velocidad de producción de CO_2.
c) 3/5 la velocidad de producción de CO_2.
d) 5/3 la velocidad de producción de CO_2.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La velocidad de reacción es:

$$v = \frac{d[\mathrm{C_3H_8}]}{dt} = \frac{1}{5}\frac{d[\mathrm{O_2}]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[\mathrm{CO_2}]}{dt} = \frac{1}{4}\frac{d[\mathrm{H_2O}]}{dt}$$

La relación entre las velocidades de desaparición de O_2 y producción de CO_2 es:

$$\frac{1}{5}\frac{d[\mathrm{O_2}]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[\mathrm{CO_2}]}{dt} \qquad \rightarrow \qquad \frac{d[\mathrm{O_2}]}{dt} = \frac{5}{3}\frac{d[\mathrm{CO_2}]}{dt}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.26. Bajo determinadas circunstancias, la reacción de CO con NO_2 para dar CO_2 y NO tiene la siguiente ecuación cinética $v = k[\mathrm{CO}]\,[\mathrm{NO_2}]$. ¿Cuáles son las unidades de la constante cinética?
a) mol L^{-1} min^{-1}
b) mol^2 L^{-2} min^{-1}
c) L mol^{-1} min^{-1}
d) L^2 mol^{-2} min^{-1}

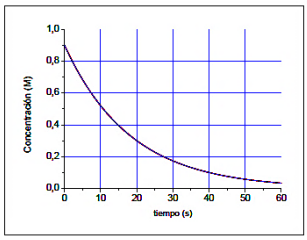
(O.Q.L. La Rioja 2010)

La expresión de la constante de velocidad es y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{CO}]\,[\mathrm{NO_2}]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\mathrm{mol\ L^{-1}\ min^{-1}}}{(\mathrm{mol\ L^{-1}})^2} = \mathrm{mol^{-1}\ L\ min^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. De acuerdo con el gráfico adjunto, ¿cuál es la velocidad de desaparición del reactivo a los 10 s?



a) 0,025 M s^{-1}
b) 0,050 M s^{-1}
c) 0,40 M s^{-1}
d) 0,80 M s^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2014)

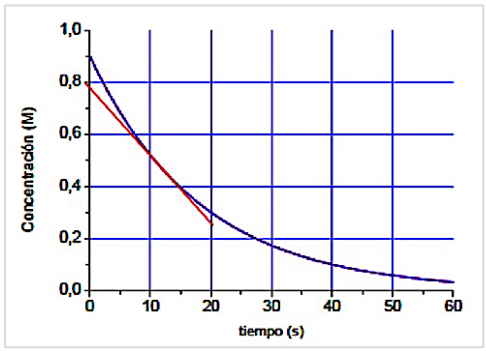
La velocidad instantánea se define como:

$$-\frac{dC}{dt} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Trazando la tangente a la curva en el punto $t = 10$ s, y considerando los puntos (0; 0,78) y (20; 0,26) se obtiene que la velocidad en ese instante es:

$$\frac{\Delta C}{\Delta t} = -\frac{(0{,}26 - 0{,}78)\ \text{M}}{(20 - 0)\ \text{s}} = 0{,}026\ \text{M s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.



1.28. Una reacción muy importante en la industria del caramelo es la hidrólisis de la sacarosa:

sacarosa + agua → glucosa + fructosa

Se trata de una reacción de primer orden donde, $v = k$[sacarosa], por lo que las unidades de la constante de velocidad, k, son:

a) L mol^{-1} s^{-1}
b) L^2 mol^{-2} s^{-1}
c) s^{-1}
d) L mol^{-1} s

(O.Q.L. Murcia 2011)

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\text{sacarosa}]} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. ¿Cuál(es) de las siguientes propuestas sobre la velocidad de una reacción es correcta(s)?
a) Puede expresarse en mol^{-1} s^{-1}.
b) Puede expresarse en mol L^{-1} s^{-1}.
c) Cuando se adiciona un catalizador la velocidad se modifica.
d) Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción.
e) Su valor numérico depende de la temperatura a la que se realiza la reacción.

(O.Q.L. Canarias 2011)

a) Falso. La velocidad de una reacción se define como:

$$v = \frac{1}{\nu}\frac{d[\text{A}]}{dt} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{\text{mol L}^{-1}}{\text{s}} = \text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

b) **Verdadero**. Según se ha visto en el apartado anterior.

c) **Verdadero**. La adición de un catalizador disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa. Al disminuir la energía de activación, las reacciones transcurren en menos tiempo por lo que aumenta su velocidad.

d) Falso. La velocidad de una reacción A → P, se define como:

$$v = \frac{1}{\nu_A}\frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{\nu_P}\frac{d[P]}{dt}$$

Como se observa, [A] disminuye con el tiempo, mientras que, [P] aumenta; por tanto, la velocidad no permanece constante.

e) **Verdadero**. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k:

$$v = k[A]$$

y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

Las respuestas correctas son **b**, **c** y **e**.

1.30. La reacción $N_2O_4 \rightarrow 2\ NO_2$ es de primer orden. Esto implica que:
a) La ley de velocidad es $v = k[N_2O_4]$ y las unidades de k son s^{-1}.
b) La ley de velocidad es $v = k[NO_2]^2$ y las unidades de k son L mol^{-1} s^{-1}.
c) La ley de velocidad es $v = k[N_2O_4]$ y las unidades de k son L mol^{-1} s^{-1}.
d) La ley de velocidad es $v = k[NO_2]^2/[N_2O_4]$ y las unidades de k son L mol^{-1}.
e) Ninguna de las anteriores es verdadera.

(O.Q.L. Valencia 2012)

Si la reacción es de primer orden la ecuación de velocidad correspondiente a la misma es:

$$v = k\ [N_2O_4]$$

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[N_2O_4]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. En el caso del "volcán" fabricado con la reacción entre el bicarbonato de sodio y vinagre, la espectacularidad es mayor cuando aumenta la velocidad de la reacción. Para conseguir mayor velocidad:
a) Se añade todo el vinagre que se pueda.
b) Se necesita conocer la estequiometría de la reacción.
c) Se utiliza el bicarbonato en bloques compactos.
d) Mejor hacer el experimento en verano que en invierno.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Para aumentar la velocidad de la reacción a temperatura ambiente lo más adecuado es añadir la mayor cantidad de vinagre posible (CH_3COOH 6,0 %) a $NaHCO_3$ en polvo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.32. La producción industrial del amoniaco se representa por la ecuación:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Si la velocidad de desaparición de H_2 es $1{,}2\cdot10^{-3}$ mol min^{-1}, ¿cuál es la velocidad de aparición de NH_3?
a) $2{,}4\cdot10^{-3}$ mol min^{-1}
b) $1{,}8\cdot10^{-3}$ mol min^{-1}
c) $1{,}2\cdot10^{-3}$ mol min^{-1}
d) $8{,}0\cdot10^{-4}$ mol min^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

La velocidad de reacción es:

$$v = \frac{d[N_2]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[H_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[NH_3]}{dt}$$

La relación entre las velocidades de desaparición de H_2 y aparición de NH_3 es:

$$\frac{1}{3}\frac{d[H_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[NH_3]}{dt} \quad \rightarrow \quad \frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{2}{3}\frac{d[H_2]}{dt}$$

La velocidad de aparición del NH_3 es:

$$\frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{2}{3}\cdot(1{,}2\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}\ \text{min}^{-1}) = 8{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}\ \text{min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Las unidades del enunciado son incorrectas, deberían ser mol L^{-1} min^{-1} o M min^{-1}).

1.33. Se ha comprobado experimentalmente que la reacción, catalizada por tetracloruro de carbono:

$$2\ N_2O_5 \rightarrow 4\ NO_2 + O_2$$

tiene una cinética de primer orden respecto al reactivo y transcurre a $6{,}08\cdot10^{-5}$ mol L^{-1} s^{-1} cuando la concentración de N_2O_5 es 0,100 M. De ello se deduce que el valor de la constante de velocidad es:

a) $3{,}08\cdot10^{-4}$ s^{-1}
b) $3{,}08\cdot10^{-4}$ mol^{-1} L^{-1} s^{-1}
c) $6{,}08\cdot10^{-4}$ s^{-1}
d) $6{,}08\cdot10^{-4}$ mol^{-1} L^{-1} s^{-1}
e) $6{,}08\cdot10^{-3}$ mol^{-1} L^{-1} s^{-1}

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden es:

$$v = k\,[N_2O_5]$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[N_2O_5]} = \frac{6{,}08\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{0{,}100\ \text{mol L}^{-1}} = 6{,}08\cdot10^{-4}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1993).

1.34. La oxidación de amoniaco produce nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$4\ NH_3(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ N_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si la velocidad de formación del N_2 es 3,0 M s^{-1}, ¿cuál es la velocidad de desaparición del O_2?

a) 2,0 M s^{-1}
b) 3,0 M s^{-1}
c) 4,5 M s^{-1}
d) 9,0 M s^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La velocidad de la reacción es:

$$v = \frac{1}{4}\frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[N_2]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

La relación entre las velocidades de desaparición de O_2 y formación de N_2 es:

$$\frac{1}{3}\frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[N_2]}{dt} \quad \rightarrow \quad \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{3}{2}\frac{d[N_2]}{dt}$$

La velocidad de desaparición de O_2 es:

$$\frac{d[O_2]}{dt} = \frac{3}{2}\cdot(3{,}0\ \text{M s}^{-1}) = 4{,}5\ \text{M s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.35. Se ha medido la velocidad de reacción al echar 25 mL de HCl 0,5 M sobre una cinta de magnesio a 20 °C. ¿Qué condiciones aumentarán más la velocidad de reacción?
a) Usar magnesio en polvo y 50 mL de disolución de ácido 0,5 M a 25 °C.
b) Usar magnesio en polvo y 25 mL de disolución de ácido 1 M a 30 °C.
c) Usar magnesio en polvo y 50 mL de disolución de ácido 0,5 M a 30 °C.
d) Usar una tira de magnesio y 25 mL de disolución de ácido 1 M a 30 °C.

(O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Madrid 2018)

Los factores que aumentan la velocidad de una reacción son: temperatura, concentración de los reactivos y, si son sólidos, superficie específica de los mismos. Por tanto, las mejores condiciones para la reacción propuesta son: 30 °C 25 mL HCl 1 M magnesio en polvo

La respuesta correcta es la **b**.

1.36. Las unidades de la constante de velocidad para una reacción de primer orden son:
a) mol L^{-1} s^{-1}
b) mol L^{-1}
c) s^{-1}
d) mol^{-1} L s^{-1}
e) mol L^{-1} s
f) No tiene unidades

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Asturias 2019)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]$$

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.37. Sobre una reacción química irreversible se realizan diversas acciones, indique la que no afectaría a la velocidad de la reacción:
a) Adición de un catalizador.
b) Incremento de la temperatura.
c) Disminución de la concentración de los reactivos.
d) Eliminación de alguno de los productos de la reacción.

(O.Q.L. Valencia 2015)

Sea la reacción A + B → Productos, cuya ecuación de velocidad viene dada por la expresión:

$$v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$$

a) Falso. Si se añade un catalizador a la reacción, disminuye la energía de activación de la misma, lo que hace aumentar la velocidad de la reacción.

b) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

si se aumenta la temperatura de la reacción, aumenta el valor de la constante de velocidad de la misma, lo que hace aumentar la velocidad de la reacción.

c) Falso. De acuerdo con la ecuación de velocidad propuesta, si disminuye la concentración de alguno de los reactivos, disminuye la velocidad de la reacción.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de velocidad propuesta, la eliminación de alguno de los productos no afecta a la velocidad de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

1.38. Una de las etapas en el procedimiento de producción de ácido nítrico es la oxidación de amoniaco según la siguiente ecuación:

$$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si el $H_2O(g)$ aparece con una velocidad de 0,025 M min^{-1}, ¿con qué velocidad desaparece el $NH_3(g)$?

a) 0,0040 M min^{-1}

b) 0,017 M min^{-1}

c) 0,038 M min^{-1}

d) 0,150 M min^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La velocidad de reacción es:

$$v = \frac{1}{4}\frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{1}{5}\frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{4}\frac{d[NO]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

La relación entre las velocidades de desaparición de NH_3 y formación de H_2O es:

$$\frac{1}{4}\frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{1}{6}\frac{d[H_2O]}{dt} \quad \rightarrow \quad \frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{2}{3}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

El valor de la velocidad de desaparición del NH_3 es:

$$\frac{d[NH_3]}{dt} = \frac{2}{3}\cdot(0{,}025\ \text{M min}^{-1}) = 0{,}017\ \text{M min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En esta cuestión, similar a la propuesta en La Rioja 2014, se han corregido las unidades de la velocidad).

1.39. Considere la siguiente reacción:

$$2\ N_2H_4(g) + N_2O_4(g) \rightarrow 3\ N_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

Si la hidracina desaparece a una velocidad de 0,12 mol L^{-1} min^{-1}, ¿a qué velocidad aparece el nitrógeno?

a) 0,18 mol L^{-1} min^{-1}

b) 0,12 mol L^{-1} min^{-1}

c) 0,080 mol L^{-1} min^{-1}

d) 0,36 mol L^{-1} min^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La velocidad de reacción es:

$$v = \frac{1}{2}\frac{d[N_2H_4]}{dt} = \frac{d[N_2O_4]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[N_2]}{dt} = \frac{1}{4}\frac{d[H_2O]}{dt}$$

La relación entre las velocidades de desaparición de N_2H_4 y formación de N_2 es:

$$\frac{1}{2}\frac{d[N_2H_4]}{dt} = \frac{1}{3}\frac{d[N_2]}{dt} \quad \rightarrow \quad \frac{d[N_2]}{dt} = \frac{3}{2}\frac{d[N_2H_4]}{dt}$$

El valor de la velocidad de aparición del N_2 es:

$$\frac{d[N_2]}{dt} = \frac{3}{2}\cdot(0{,}12\ \text{mol L}^{-1}\ \text{min}^{-1}) = 0{,}18\ \text{mol L}^{-1}\text{min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en La Rioja 2014 y 2015).

1.40. Considere la reacción elemental 2 A + B → C. Sabiendo que la velocidad de la reacción vale $1{,}20\cdot10^{-3}$ mol L^{-1} s^{-1} si [A] = 0,300 M y [B] = 0,100 M, ¿cuál es el valor de la constante de velocidad en estas condiciones?
a) 0,133 mol L^{-1} s^{-1}
b) 0,133 L^2 mol^{-2} s^{-1}
c) 0,133 L^3 mol^{-3} s^{-1}
d) 0,133 s^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2016)

Como se trata de una reacción elemental, la ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$$

Sustituyendo los datos propuestos en la ecuación se obtiene el valor de la constante de velocidad, k:

$$k = \frac{1{,}20\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{(0{,}300\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^2\cdot(0{,}100\ \mathrm{mol\ L^{-1}})} = 0{,}133\ \mathrm{L^2\ mol^{-2}\ s^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.41. La ecuación química correspondiente a la producción de fosgeno es, $Cl_2(g) + CO(g) \rightarrow COCl_2(g)$; y la ecuación cinética viene dada por la expresión, $v = k[Cl_2]^{3/2}[CO]$. Las unidades de la constante cinética son:
a) $M^{-3/2}$ s^{-1}
b) M^{-1} s^{-1}
c) M s^{-1}
d) $M^{-5/2}$ s^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La expresión de la constante de cinética y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[Cl_2]^{3/2}\,[CO]} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{\mathrm{M\ s^{-1}}}{(\mathrm{M})^{5/2}} = \mathrm{M^{-3/2}\ s^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.42. Si la velocidad de una reacción química A + B → M viene dada por la expresión:
$$v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]$$
se podrá afirmar para dicha reacción que:
a) La constante de velocidad, *k*, viene expresada en las unidades mol^2 L^{-2} s^{-1}.
b) El valor de *k* permanece constante a lo largo de la misma, aunque varíe la temperatura.
c) El valor numérico de la velocidad permanece constante todo el tiempo que dure la reacción.
d) El valor numérico de la velocidad disminuye con el tiempo de reacción si no se modifican las condiciones iniciales.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. Para esa reacción la expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}][\mathrm{B}]} \quad \text{las unidades son} \quad \frac{\mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{(\mathrm{mol\ L^{-1}})^2} = \mathrm{L\ mol^{-1}\ s^{-1}}$$

b) Falso. La constante de velocidad de una reacción aumenta con la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

c) Falso. De acuerdo con la ecuación de velocidad propuesta, el valor de la velocidad depende de las concentraciones de los reactivos A y B.

d) **Verdadero**. El valor de la velocidad depende de las concentraciones actuales, por lo que estas, al disminuir con el tiempo, hacen que la velocidad también disminuya.

La respuesta correcta es la **d**.

1.43. En una reacción química de orden uno, ¿cuáles son las unidades de la velocidad de reacción en el S.I.?
a) mol m^{-3} s^{-1}
b) mol L s^{-1}
c) s^{-1}
d) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

(O.Q.L. Valencia 2017)

La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo. Las unidades de la velocidad en el S.I. son mol m^{-3} s^{-1} y no dependen del orden de reacción.

La respuesta correcta es la **a**.

1.44. Se ha comprobado experimentalmente que la reacción 2 A + B → C es de primer orden respecto al reactivo A y de segundo orden respecto al reactivo B. ¿Cuál es la ley de velocidades (ecuación) de esta reacción?
a) $v = k$[A] [B]
b) $v = k$[A]^2[B]
c) $v = k$[A] [B]^2
d) $v = k$[A]^2 + [B]
e) Ninguna

(O.Q.L. Granada 2017)

La ecuación general de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

En este caso $a = 1$ y $b = 2$, por lo que la ecuación queda como:

$$v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. Señale la proposición correcta:
a) La constante de velocidad no depende de la temperatura.
b) La constante de velocidad no tiene unidades.
c) En una reacción de primer orden, las unidades de la constante de velocidad pueden ser h^{-1}.
d) El orden de una reacción no puede ser cero.

(O.Q.L. Valencia 2018)

a) Falso. De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

la constante de velocidad, k, aumenta con la temperatura, siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

b) Falso. Como se observa en la ecuación general de velocidad para una determinada reacción:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

el valor de la constante cinética, k, y sus unidades, dependen de los valores de a y b, que son los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B.

c) **Verdadero**. La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]$$

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\,\text{h}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}} = \text{h}^{-1}$$

d) Falso. En una reacción del tipo, A → Productos, la ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^a$$

si la reacción es de orden cero ($a = 0$), se cumple que:

$$v = k$$

En este caso la velocidad de la reacción permanece constante a lo largo de toda la reacción.

La respuesta correcta es la **c**.

1.46. La velocidad de la reacción $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$ en ciertas condiciones es igual a $v = k[H_2]^2\,[H_2O]$. La ecuación de velocidad es:
a) De orden cero.
b) De segundo orden.
c) De tercer orden.
d) Incorrecta de acuerdo con la estequiometría.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

En caso de tratarse de una reacción elemental, la ecuación de velocidad de la reacción propuesta sería:

$$v = k\,[\mathrm{H_2}]^2\,[\mathrm{O_2}]$$

pero de ninguna forma podrían aparecer en la misma juntos los productos y los reactivos, por tanto, la ecuación propuesta es incorrecta de acuerdo con la estequiometría de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

1.47. Con respecto a la velocidad de una reacción química:
a) Será constante una vez iniciada la reacción.
b) Una reacción puede autoacelerarse si es exotérmica.
c) Será independiente de la presencia de un catalizador.
d) En las reacciones exotérmicas disminuye al aumentar la temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2018)

a) Falso. La velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de reactivo:

$$v = k\,[\text{reactivo}]$$

Conforme la reacción avanza [reactivo] se hace menor, por tanto, la velocidad de la reacción disminuye.

b) **Verdadero**. Si una reacción es exotérmica es que desprende calor, por tanto, al aumentar la temperatura de las partículas, estas se mueven con mayor velocidad.

c) Falso. La presencia de un catalizador hace aumentar las velocidades de la reacción directa e inversa.

d) Falso. Al aumentar la velocidad en una reacción exotérmica el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, así que, al aumentar la concentración de estos, aumenta la velocidad de la reacción.

La respuesta correcta es la **b**.

1.48. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera?
a) La constante de velocidad de una reacción depende de las concentraciones iniciales de los reactivos.
b) El orden de reacción no puede ser cero.
c) La constante de velocidad depende de la temperatura.
d) La constante de velocidad de una reacción en la que todas las sustancias que intervienen son gases depende de la presión.

(O.Q.L. Valencia 2019)

a) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la constante de velocidad depende de los parámetros cinéticos de la reacción, k_0 y E_A, y de la temperatura.

b) Falso. Sea, por ejemplo, la reacción, A + B + C → Productos, cuya ecuación de velocidad es*:*

$$v = k\ [A]^a [B]^b [C]^c$$

en la que el orden de una reacción es igual a la suma $(a + b + c)$ que sí puede ser 0.

En una reacción más simple, A → Productos, la ecuación de velocidad es:

$$v = k\ [A]^a$$

si la reacción es de orden cero $(a = 0)$, se cumple que:

$$v = k$$

En este caso la velocidad de la reacción permanece constante a lo largo de toda la reacción.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. La ecuación de velocidad de un proceso es $v = k[A]\ [B]^2$. Las unidades de la constante de velocidad son:
a) $mol^{-3}\ L^3\ s^{-1}$
b) $mol\ L^{-1}\ s^{-1}$
c) $mol^{-2}\ L^2\ s^{-1}$
d) $mol^{-1}\ L\ s^{-1}$

(O.Q.L. Valencia 2019)

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[A]\ [B]^2} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}{(mol\ L^{-1})^3} = mol^{-2}\ L^2\ s^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y otras).

1.50. Se sabe que la ecuación de velocidad de una determinada reacción química A + B → C +D es:
$v = k[A]\ [B]^2$ por tanto, puede asegurarse que:
a) Su velocidad no dependerá de las concentraciones iniciales de reactivos.
b) Su velocidad no dependerá de la temperatura.
c) La reacción es de orden 3.
d) Si se añade un catalizador positivo la velocidad no varía.

(O.Q.L. Murcia 2019)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación de velocidad, la velocidad de la reacción depende de las concentraciones iniciales de los reactivos A y B.

b) Falso. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k:

$$v = k\ [\text{reactivos}]$$

Según la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad depende de la temperatura:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\text{A}}{RT}\right)$$

Si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción.

c) **Verdadero**. Para una reacción cuya ecuación de velocidad es, $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$, su orden de reacción global es $(a + b)$. En este caso se tiene que, $(2 + 1) = 3$.

d) Falso. Para esta reacción la expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\text{A}]\ [\text{B}]^2} \qquad \text{las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{L}^2\ \text{mol}^{-2}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.51. La reacción A + B → 2 C, tiene un orden de reacción dos respecto a A y uno respecto a B. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera?
a) El orden total de la reacción es tres.
b) La ecuación de velocidad es $v = k[\text{A}]^2\ [\text{B}]$.
c) Al duplicar la concentración de B se duplica velocidad.
d) Las unidades de la constante de velocidad específica son $\text{L}^3\ \text{s}^{-1}\ \text{mol}^{-3}$.
e) El valor de la constante cinética no se modifica si se modifica la concentración de A y de B.

(O.Q.L. Granada 2019)

a-b) Verdadero. La ecuación de velocidad de una reacción es:

$$v = k[\text{A}]^a\ [\text{B}]^b$$

Como en este caso los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B, $a = 2$ y $b = 1$, se tiene que el orden total de la reacción es, $(2 + 1) = 3$.

c) Verdadero. Si duplica la concentración de B la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k\ [\text{A}]^2\ [2\text{B}] = 2k[\text{A}]^2\ [\text{B}]$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{2k[\text{A}]^2\ [\text{B}]}{k[\text{A}]^2\ [\text{B}]} = 2$$

d) **Falso**. La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^2\ [\text{B}]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2}\ \text{L}^2\ \text{s}^{-1}$$

e) Verdadero. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad depende exclusivamente del valor de la temperatura y de los parámetros cinéticos.

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\text{A}}{RT}\right)$$

y quien depende de las concentraciones de los reactivos es la velocidad de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

1.52. A 25 °C, transcurre la reacción elemental, $2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$.
La velocidad de reacción es de 0,024 mol L^{-1} s^{-1} para $[NO] = [O_2] = 0{,}10$ M. El valor numérico de la constante de velocidad de la reacción a 25 °C es:
a) 0,024
b) 0,24
c) 2,4
d) 24

(O.Q.L. Asturias 2019)

Como se trata de una reacción elemental, la expresión de la ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[NO]^2[O_2]$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$k = \frac{0{,}024\ \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(0{,}10\ \text{mol L}^{-1})^2 \cdot (0{,}10\ \text{mol L}^{-1})} = 24\ \text{mol}^{-2}\ \text{L}^2\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.53. Un proceso viene representado por la ecuación química $2A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$. Sobre su ecuación de velocidad podríamos afirmar que:
a) Será $v = k[A]^2\,[B]$.
b) El orden parcial con respecto a A tiene que ser mayor que el referido a B.
c) En la ecuación de velocidad aparecerán necesariamente las concentraciones molares de A y de B.
d) Nada de lo anterior.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

a-b-c) Falso. Los coeficientes estequiométricos no tienen por qué coincidir con los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos. Solo coinciden en las reacciones elementales.

Para determinar el orden de la reacción se necesitan datos cinéticos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.54. ¿Qué enunciado sobre las reacciones de segundo orden es correcto?
a) Las reacciones de segundo orden requieren más de una sustancia reaccionante.
b) Las reacciones de segundo orden son más rápidas que las de primer orden.
c) Las reacciones de segundo orden no se ven afectadas por los cambios en temperatura.
d) No implica que intervengan dos moléculas en el proceso.

(O.Q.L. Asturias 2020)

Excepto en las reacciones elementales, la molecularidad de una reacción no tiene nada que ver con el orden de la misma, por tanto, en una reacción de segundo orden no es necesario que intervengan dos moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.55. Cuál es la expresión correcta para la ecuación de velocidad de la reacción
$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$
a) $v = k[NO_2]^2 / [NO]^2\,[O_2]$
b) $v = k[NO_2]^2$
c) $v = k[NO]^2\,[O_2]$
d) $v = k[NO]^2\,[O_2] / [NO_2]^2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Considerando que se trata de una reacción elemental, la ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[NO]^2\,[O_2]$$

La respuesta correcta es la **c**.

2. DEPENDENCIA DE LA VELOCIDAD CON LA CONCENTRACIÓN. MÉTODO DE LA VELOCIDAD INICIAL

2.1. Para la reacción en fase gaseosa A + B → X, la ecuación de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]$$

¿Cuál será el factor de aumento de velocidad si el volumen se reduce cuatro veces?

a) 16
b) 64
c) 256
d) $2\sqrt{2}$
e) Ninguno de ellos.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v_1 = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}] = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)^2\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

Si el volumen se reduce cuatro veces, $V' = V/4$, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V/4}\right)^2\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V/4}\right) = 64\,k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)^2\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{64\,k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)^2\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)^2\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)} = 64$$

El factor de aumento de velocidad no coincide con ninguno de los propuestos.

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. La ecuación de velocidad para la reacción a A + b B → Productos, viene dada por la expresión:

$$v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$$

Por tanto, se puede afirmar que:

a) $a = 1$ y $b = 2$.
b) La reacción es de orden 2.
c) La velocidad de la reacción se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de B, manteniendo constante la de A.
d) La constante de velocidad, k, es independiente de las concentraciones de los reactivos y de la temperatura.
e) Las unidades de la constante de velocidad para esta reacción son mol $\mathrm{L^{-1}\ s^{-1}}$.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cádiz 2018) (O.Q.L. Málaga 2019) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

a) Falso. Los coeficientes estequiométricos no tienen por qué coincidir con los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos. Solo coinciden en las reacciones elementales.

$v = k[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b$ siendo $a = 1$ y $b = 2$, los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B.

b) Falso. El orden total de la reacción es, $(2 + 1) = 3$.

c) **Verdadero**. Si duplica la concentración de B la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k[\mathrm{A}]\,[2\mathrm{B}]^2 = 4k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2}{k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2} = 4$$

d) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad depende exclusivamente del valor de la temperatura y de los parámetros cinéticos.

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

y quien depende de las concentraciones de los reactivos es la velocidad de la reacción.

e) Falso. La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[A]\,[B]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2}\ \text{L}^2\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.3. En una reacción A + B → C, con una ecuación de velocidad:

$$v = k[A]^{½}\,[B]$$

indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

a) Si la concentración de B se reduce a la mitad la velocidad se reduce a la mitad.

b) El orden de reacción es 1,5.

c) Si las concentraciones de A y B se duplican la velocidad no se modifica.

d) El orden de reacción respecto a A es 0,5.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Canarias 2008) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Verdadero. De acuerdo con la ecuación de la velocidad y suponiendo que [A] = cte:

$$v_1 = k\,[A]^{½}\,[B]$$

si se reduce la concentración de B a la mitad, la velocidad de reacción es:

$$v_2 = k\,[A]^{½}\,[B]/2$$

relacionando ambas velocidades se tiene que:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k\,[A]^{½}\,[B]}{k\,[A]^{½}\,[B]/2} = 2 \qquad \rightarrow \qquad v_2 = \frac{v_1}{2}$$

b) Verdadero. El orden total de una reacción es igual a la suma de los órdenes parciales que se indican en la ecuación. En este caso, orden total = (0,5 + 1) = 1,5.

c) **Falso**. De acuerdo con la ecuación de la velocidad:

$$v_1 = k\,[A]^{½}\,[B]$$

si se duplican las concentraciones de A y B, la velocidad de reacción es:

$$v_2 = k\,[2A]^{½}\,[2B]$$

relacionando ambas velocidades se tiene que:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k\,[A]^{½}\,[B]}{k\,[2A]^{½}\,[2B]} = 2^{1,5}$$

Como se observa, la velocidad se modifica de acuerdo con el factor obtenido.

d) Verdadero. El orden de la reacción con respecto al reactivo A es 0,5.

La respuesta correcta es la **c**.

2.4. En una reacción en la que intervienen dos reactivos, la velocidad de reacción se hizo el doble cuando la concentración de uno de los reactivos se hizo el doble y el otro se mantuvo constante. En otra experiencia similar, la velocidad de reacción se multiplicó por un factor de 9 cuando la concentración del segundo de los reactivos se triplicó, manteniendo constante la concentración del primero. ¿Cuál es el orden de la reacción?

a) 2

b) 3

c) 5

d) 6

(O.Q.L. Murcia 2002)

Suponiendo la reacción, a A + b B → P, la ecuación de velocidad es:

$$v_1 = k\,[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b = 1$$

Si se duplica la concentración de A:

$$v_2 = k\,[2\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b = 2$$

Si se triplica la concentración de B:

$$v_3 = k\,[\mathrm{A}]^a\,[3\mathrm{B}]^b = 9$$

Relacionando las velocidades de las distintas experiencias se obtienen los órdenes parciales:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,[2\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b}{k\,[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b} = 2 \quad \rightarrow \quad 2^a = 2 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k\,[\mathrm{A}]^a\,[3\mathrm{B}]^b}{k\,[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b} = 9 \quad \rightarrow \quad 3^b = 9 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

El orden total de la reacción es, $(a + b) = (2 + 1) = 3$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.5. La propanona reacciona con el yodo en disolución ácida según la ecuación química:

$$\mathrm{CH_3COCH_3(l) + I_2(l) \xrightarrow{H^+} CH_3COCH_2I(l) + HI(g)}$$

Los datos obtenidos al estudiar la reacción vienen dados en la siguiente tabla:

[CH_3COCH_3], M	[I_2], M	[H^+], M	velocidad relativa
0,01	0,01	0,01	1
0,02	0,01	0,01	2
0,02	0,02	0,01	2
0,02	0,01	0,02	4

¿Cuál es la ecuación de velocidad para esta reacción?

a) $v = k[\mathrm{CH_3COCH_3}]\,[\mathrm{I_2}]$

b) $v = k[\mathrm{CH_3COCH_3}]^2$

c) $v = k[\mathrm{CH_3COCH_3}]\,[\mathrm{I_2}]\,[\mathrm{H^+}]$

d) $v = k[\mathrm{CH_3COCH_3}]\,[\mathrm{H^+}]$

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[\mathrm{CH_3COCH_3}]^a\,[\mathrm{I_2}]^b\,[\mathrm{H^+}]^c$$

Sustituyendo los valores para cada experimento:

$$v_1 = k\,(0{,}01\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c = 1$$

$$v_2 = k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c = 2$$

$$v_3 = k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}02\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c = 2$$

$$v_4 = k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}02\ \mathrm{M})^c = 4$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}01\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c} = \frac{2}{1} \quad \rightarrow \quad 2^a = 2 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

$$\frac{v_4}{v_2} = \frac{k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}02\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c} = \frac{4}{2} \quad \rightarrow \quad 2^c = 2 \quad \rightarrow \quad c = 1$$

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}02\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}02\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^b \cdot (0{,}01\ \mathrm{M})^c} = \frac{2}{2} \quad \rightarrow \quad 2^b = 1 \quad \rightarrow \quad b = 0$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[CH_3COCH_3][H^+]$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.6. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción:

$$A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$$

viene dada por la expresión, $v = k[A][B]$.
En dos experiencias distintas, I y II, se han utilizado los mismos moles de gases reaccionantes, pero en I el volumen ocupado por ellos era el doble que en II. ¿Cuál será la relación entre las velocidades de formación de C en una y otra experiencia?
a) $v_I = v_{II}$
b) $v_I = 2\ v_{II}$
c) $4\ v_I = v_{II}$
d) $2\ v_I = v_{II}$

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación de velocidad para la experiencia I es:

$$v_I = k[A][B] = k\left(\frac{n_A}{2V}\right)\left(\frac{n_B}{2V}\right)$$

La ecuación de velocidad para la experiencia II es:

$$v_{II} = k[A][B] = k\left(\frac{n_A}{V}\right)\left(\frac{n_B}{V}\right)$$

Relacionando las velocidades:

$$\frac{v_I}{v_{II}} = \frac{k\left(\frac{n_A}{2V}\right)\cdot\left(\frac{n_B}{2V}\right)}{k\left(\frac{n_A}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_B}{V}\right)} = \frac{1}{4} \qquad \rightarrow \qquad 4v_I = v_{II}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.7. En una reacción de segundo orden se puede afirmar:
A) La suma de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
B) Al menos uno de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
C) La vida media no es constante.
D) La vida media es constante.
E) La constante k puede expresarse en $M^{-2}\ s^{-1}$ o $M^{-2}\ min^{-1}$.
a) A y D
b) B y D
c) A, C y E
d) A y C
e) B y C

(O.Q.N. Luarca 2005)

A) **Verdadero**. La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es:

$$v = k[A][B] \qquad \text{o también} \qquad v = k[A]^2$$

La suma de los exponentes de la misma es, $(1 + 1) = (2 + 0) = 2$.

B) Falso. La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es:

$$v = k[A][B] \qquad \text{o también} \qquad v = k[A]^2$$

Como se observa, en el primer caso ambos exponentes son 1.

C) **Verdadero**. La ecuación de velocidad integrada para una reacción de segundo orden es:

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = k\,t$$

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[A] = \frac{[A]_0}{2}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$\frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = k\,t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{1}{k\,[A]_0}$$

Como se observa, $t_{½}$ no es constante ya que depende de $[A]_0$.

D) Falso. Tal como se ha demostrado en el apartado anterior.

E) Falso. La expresión de la constante de velocidad en una reacción de segundo orden es:

$$k = \frac{v}{[A]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{M min}^{-1}}{(\text{M})^2} = \text{M}^{-1}\,\text{min}^{-1}$$

Estas unidades no coinciden con las propuestas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. Para la siguiente reacción 2 A + B → Productos, determine la ley de velocidad de reacción, a partir de los siguientes datos:

[A], M	[B], M	velocidad inicial, M s^{-1}
0,10	0,10	$2{,}0\cdot10^{-2}$
0,20	0,10	$8{,}0\cdot10^{-2}$
0,30	0,10	$1{,}8\cdot10^{-1}$
0,20	0,20	$8{,}0\cdot10^{-2}$
0,30	0,30	$1{,}8\cdot10^{-1}$

¿Cuál es la ecuación de velocidad para esta reacción?

a) $v = k[A]$

b) $v = k[A]^2$

c) $v = k[B]$

d) $v = k[A]\,[B]$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[A]^a[B]^b$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 1 y 2:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8{,}0\cdot10^{-2}\ \text{M s}^{-1}}{2{,}0\cdot10^{-2}\ \text{M s}^{-1}} = \frac{k\,(0{,}20\ \text{M})^a\cdot(0{,}10\ \text{M})^b}{k\,(0{,}10\ \text{M})^a\cdot(0{,}10\ \text{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^a = 2^2 \quad \rightarrow \quad a = 2$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 2 y 4:

$$\frac{v_4}{v_2} = \frac{8{,}0\cdot10^{-2}\ \text{M s}^{-1}}{8{,}0\cdot10^{-2}\ \text{M s}^{-1}} = \frac{k\,(0{,}20\ \text{M})^a\cdot(0{,}20\ \text{M})^b}{k\,(0{,}20\ \text{M})^a\cdot(0{,}10\ \text{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^b = 1 \quad \rightarrow \quad b = 0$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k[A]^2$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.9. La velocidad inicial de la reacción 2 A + B → C es ocho veces el valor de la constante de velocidad cuando [A] = 2 M y [B] = 4 M. ¿Cuál será la velocidad cuando la concentración de C sea 0,2 M si la concentración inicial de cada uno de los reactivos era 1 M?

a) $v = 3\ k$

b) $v = 0{,}5\ k$

c) $v = 2\ k$

d) $v = 8\ k$

(O.Q.L. Asturias 2005)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

Sustituyendo para los valores dados se obtienen los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B:

$$8k = k\ (2)^a\ (4)^b \quad \rightarrow \quad 3 = a + 2b \quad \rightarrow \quad a = b = 1$$

Los valores de [A] y [B] cuando [C] = 0,2 M son, respectivamente:

$$0{,}2\ \text{mol C} \cdot \frac{2\ \text{mol A}}{1\ \text{mol C}} = 0{,}4\ \text{mol A} \quad \rightarrow \quad [\mathrm{A}] = (1 - 0{,}4)\ \text{M} = 0{,}6\ \text{M}$$

$$0{,}2\ \text{mol C} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{1\ \text{mol C}} = 0{,}2\ \text{mol B} \quad \rightarrow \quad [\mathrm{B}] = (1 - 0{,}2)\ \text{M} = 0{,}8\ \text{M}$$

La velocidad en estas condiciones es:

$$v = k(0{,}6) \cdot (0{,}8) = 0{,}5\ k$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. De una reacción química entre A y B se han obtenido los siguientes datos:

	$[\mathrm{A}]_{\text{inicial}}$ M	$[\mathrm{B}]_{\text{inicial}}$ M	v_{inicial} M s^{-1}
Experiencia 1	**0,10**	**0,20**	**32**
Experiencia 2	**0,10**	**0,10**	**8**
Experiencia 3	**0,30**	**0,10**	**24**

Se deduce que la ecuación de velocidad es

a) $v = k[\mathrm{A}]\ [\mathrm{B}]^2$

b) $v = k[\mathrm{B}]^2$

c) $v = k[\mathrm{A}]\ [\mathrm{B}]$

d) $v = k[\mathrm{A}]^3\ [\mathrm{B}]^2$

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\ [\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

Sustituyendo para cada experimento:

$$v_1 = k\ (0{,}10\ \text{M})^a \cdot (0{,}20\ \text{M})^b = 32\ \text{M s}^{-1}$$

$$v_2 = k\ (0{,}10\ \text{M})^a \cdot (0{,}10\ \text{M})^b = 8\ \text{M s}^{-1}$$

$$v_3 = k\ (0{,}30\ \text{M})^a \cdot (0{,}10\ \text{M})^b = 24\ \text{M s}^{-1}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada uno de los reactivos:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k\ (0{,}10\ \text{M})^a \cdot (0{,}20\ \text{M})^b}{k\ (0{,}10\ \text{M})^a \cdot (0{,}10\ \text{M})^b} = \frac{32\ \text{M s}^{-1}}{8\ \text{M s}^{-1}} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2^2 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k\ (0{,}30\ \text{M})^a \cdot (0{,}10\ \text{M})^b}{k\ (0{,}10\ \text{M})^a \cdot (0{,}10\ \text{M})^b} = \frac{24\ \text{M s}^{-1}}{8\ \text{M s}^{-1}} \quad \rightarrow \quad 3^a = 3 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.11. Para la reacción A(g) + B(g) → C(g) la velocidad viene dada por $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]$.
Si se reduce a la mitad el volumen ocupado por los gases reaccionantes, ¿cuánto variará la velocidad de reacción?
a) Seguirá siendo la misma.
b) Se reducirá a la mitad.
c) Se hará cuatro veces mayor.
d) Se duplicará.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Granada 2014)

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v_1 = k\,[\mathrm{A}][\mathrm{B}] = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

Si el volumen se reduce a la mitad, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V/2}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V/2}\right) = 4k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)} = 4 \quad \rightarrow \quad \text{la velocidad se hace 4 veces mayor}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.12. Los datos de las velocidades iniciales para la reacción, X + Y → Z, se recogen a continuación:

[X] (M)	**0,10**	**0,10**	**0,30**
[Y] (M)	**0,10**	**0,20**	**0,30**
Velocidad (M s^{-1})	**0,020**	**0,080**	**0,540**

¿Cuál es la ecuación cinética para esta reacción?
a) $v = k[\mathrm{X}]^2$
b) $v = k[\mathrm{Y}]^2$
c) $v = k[\mathrm{X}]\,[\mathrm{Y}]$
d) $v = k[\mathrm{X}]\,[\mathrm{Y}]^2$

(O.Q.L. La Rioja 2009)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{X}]^a[\mathrm{Y}]^b$$

Sustituyendo los datos para cada experimento:

$$v_1 = k\,(0{,}10\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}10\ \mathrm{M})^b = 0{,}020\ \mathrm{M\ s^{-1}}$$

$$v_2 = k\,(0{,}10\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}20\ \mathrm{M})^b = 0{,}080\ \mathrm{M\ s^{-1}}$$

$$v_3 = k\,(0{,}30\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}30\ \mathrm{M})^b = 0{,}540\ \mathrm{M\ s^{-1}}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{0{,}080\ \mathrm{M\ s^{-1}}}{0{,}020\ \mathrm{M\ s^{-1}}} = \frac{k\,(0{,}10\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}20\ \mathrm{M})^b}{k\,(0{,}10\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}10\ \mathrm{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2^2 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

$$\frac{v_3}{v_1}=\frac{0{,}540\ \text{M s}^{-1}}{0{,}020\ \text{M s}^{-1}}=\frac{k\ (0{,}30\ \text{M})^a\cdot(0{,}30\ \text{M})^b}{k\ (0{,}10\ \text{M})^a\cdot(0{,}10\ \text{M})^b}\quad\rightarrow\quad 3^a\cdot 3^b=3^3\quad\rightarrow\quad \text{si}\quad b=2\quad\rightarrow\quad a=1$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v=k[\text{X}][\text{Y}]^2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006 y Murcia 2008).

2.13. La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v=k[\text{A}]^2[\text{B}]$. Por tanto:
a) La velocidad será 8 veces mayor si se disminuye el volumen a la mitad.
b) Las unidades de k son mol L^{-1}.
c) k es independiente de la temperatura.
d) La velocidad es constante mientras transcurre la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de la velocidad:

$$v_1=k\left(\frac{n_\text{A}}{V}\right)^2\cdot\left(\frac{n_\text{B}}{V}\right)$$

si se reduce el volumen a la mitad, la velocidad de reacción es:

$$v_2=k\left(\frac{n_\text{A}}{½\,V}\right)^2\cdot\left(\frac{n_\text{B}}{½\,V}\right)$$

relacionando ambas velocidades se tiene que:

$$\frac{v_2}{v_1}=\frac{k\left(\frac{n_\text{A}}{½\,V}\right)^2\cdot\left(\frac{n_\text{B}}{½\,V}\right)}{k\left(\frac{n_\text{A}}{V}\right)^2\cdot\left(\frac{n_\text{B}}{V}\right)}=8\quad\rightarrow\quad v_2=8\,v_1$$

b) Falso. La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k=\frac{v}{[\text{A}]^2\,[\text{B}]}\qquad\text{y las unidades son}\qquad\frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2}=\text{L mol}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

c-d) Falso. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k=k_0\ \exp\left(-\frac{E_\text{A}}{RT}\right)$$

siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

La respuesta correcta es la **a**.

2.14. Si la ecuación cinética o ley de velocidad para una reacción química es $v=k[\text{A}]^2[\text{B}]$. ¿Qué le ocurrirá a la velocidad de la reacción si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones?
a) Se duplicará.
b) Será ocho veces mayor.
c) Dependerá del valor de k.
d) Será cuatro veces más grande.

(O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

De acuerdo con la ecuación de la velocidad:

$$v_1=k\ [\text{A}]^2[\text{B}]$$

si se duplican las concentraciones de ambas especies, la velocidad de reacción es:

$$v_2 = k\,[2\text{A}]^2[2\text{B}]$$

relacionando ambas velocidades se tiene que:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[2\text{A}]^2[2\text{B}]}{k[\text{A}]^2[\text{B}]} = 8 \quad \rightarrow \quad v_2 = 8\,v_1$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.15. En una reacción del tipo: A + B → C se encontró experimentalmente que al duplicar la concentración de B, la velocidad de la reacción se hace cuatro veces mayor; pero al duplicar la concentración de A no se observa efecto alguno en la velocidad. Por tanto, la ecuación de velocidad es:
a) $v = k[\text{A}]^2$
b) $v = k[\text{B}]^2$
c) $v = k[\text{B}]$
d) $v = k[\text{A}]\,[\text{B}]$
e) $v = k[\text{A}]\,[\text{B}]^2$

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La ecuación de velocidad de la reacción es de la forma:

$$v = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

donde a y b son los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B.

Si duplica la concentración de B la velocidad de la reacción se cuadruplica:

$$v_2 = k[\text{A}]^a \cdot [2\text{B}]^b = 4$$

Si duplica la concentración de A la velocidad de la reacción no cambia. Esto quiere decir que el orden de reacción respecto del reactivo A es 0.

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[\text{A}]^a \cdot [2\text{B}]^b}{k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = 4 \quad \rightarrow \quad 2^b = 4 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[\text{B}]^2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.16. La expresión de la ecuación de cinética para la reacción: A + B_2 → Productos, viene dada por:
$v = k[\text{A}]^2\,[\text{B}_2]$.
Si durante una reacción las concentraciones de A y B_2 disminuyen a la mitad, la velocidad de la reacción:
a) Aumenta en un factor de 4.
b) Disminuye en un factor de 4.
c) Aumenta en un factor de 8.
d) Disminuye en un factor de 8.
e) Disminuye en un factor de 16.

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v_1 = k[\text{A}]^2[\text{B}_2]$$

Si la concentración de ambas especies se reduce a la mitad, la ecuación de velocidad es:

$$v_2 = k[\tfrac{1}{2}\,\text{A}]^2\,[\tfrac{1}{2}\,\text{B}_2] = \frac{k}{8}[\text{A}]^2\,[\text{B}_2]$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{\frac{k}{8}[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B_2}]}{k[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B_2}]} = \frac{1}{8}$$ la velocidad disminuye en un factor de 8

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Los valores de tiempos listados en la tabla se midieron a 25 °C para la siguiente reacción:
$S_2O_8^{2-}(aq) + 2\,I^-(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2\,SO_4^{2-}(aq)$ cuando se produjo una cantidad de I_2 (aq) detectable.

Experimento	$[S_2O_8^{2-}]_{inicial}$ / M	$[I^-]_{inicial}$ / M	tiempo / s
1	0,0400	0,0800	39
2	0,0400	0,0400	78
3	0,0100	0,0800	156
4	0,0200	0,0200	¿?

¿Cuál será el valor del tiempo esperado para el experimento 4?
a) 156 s
b) 234 s
c) 312 s
d) 624 s

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{S_2O_8^{2-}}]^a\,[\mathrm{I^-}]^b$$

Teniendo en cuenta que la velocidad de reacción es inversamente proporcional al tiempo de duración del experimento:

$$v_1 = k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0800\ \mathrm{M})^b = 1/39\ \mathrm{M\,s^{-1}}$$
$$v_2 = k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0400\ \mathrm{M})^b = 1/78\ \mathrm{M\,s^{-1}}$$
$$v_3 = k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0400\ \mathrm{M})^b = 1/156\ \mathrm{M\,s^{-1}}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0800\ \mathrm{M})^b}{k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0400\ \mathrm{M})^b} = \frac{1/39\ \mathrm{M\,s^{-1}}}{1/78\ \mathrm{M\,s^{-1}}} \rightarrow 2^b = 2 \rightarrow b = 1$$

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0800\ \mathrm{M})^b}{k\,(0{,}0400\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}0400\ \mathrm{M})^b} = \frac{1/39\ \mathrm{M\,s^{-1}}}{1/156\ \mathrm{M\,s^{-1}}} \rightarrow 4^a = 4 \rightarrow a = 1$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\mathrm{S_2O_8^{2-}}]\,[\mathrm{I^-}]$$

Relacionando el experimento 4 con otro se obtiene el tiempo necesario para este experimento:

$$\frac{v_1}{v_4} \rightarrow \frac{k\,(0{,}0400\ \mathrm{M}) \cdot (0{,}0400\ \mathrm{M})}{k\,(0{,}0200\ \mathrm{M}) \cdot (0{,}0200\ \mathrm{M})} = \frac{1/78\ \mathrm{M\,s^{-1}}}{1/t} \rightarrow t = 312\ \mathrm{s}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.18. Calcule la constante de velocidad de la reacción A + B → C a partir de los siguientes datos:

Experimento	[A] (mol L^{-1})	[B] (mol L^{-1})	v_0 (mol L^{-1} s^{-1})
1	0,200	0,200	0,144
2	0,400	0,200	0,288
3	0,200	0,400	0,576

a) 1,18 L^2 mol^{-2} s^{-1}
b) 0,06 L^2 mol^{-2} s^{-1}
c) 3,60 L^2 mol^{-2} s^{-1}
d) 18,0 L^2 mol^{-2} s^{-1}
e) 0,06 L^2 mol^{-2} s^{-1}

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[A]^a\,[B]^b$$

Sustituyendo los datos para cada experimento:

$$v_1 = k\,(0{,}200\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^b = 0{,}144\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}$$

$$v_2 = k\,(0{,}400\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^b = 0{,}288\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}$$

$$v_3 = k\,(0{,}200\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}400\text{ mol L}^{-1})^b = 0{,}576\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(0{,}400\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^b}{k\,(0{,}200\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^b} = \frac{0{,}288\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}}{0{,}144\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}} \quad \rightarrow \quad 2^a = 2 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k\,(0{,}200\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}400\text{ mol L}^{-1})^b}{k\,(0{,}200\text{ mol L}^{-1})^a \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^b} = \frac{0{,}576\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}}{0{,}144\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}} \quad \rightarrow \quad 2^b = 4 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\,[\text{A}][\text{B}]^2$$

Sustituyendo en esta ecuación se obtiene el valor de la constante de velocidad, k:

$$k = \frac{0{,}144\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}}{(0{,}200\text{ mol L}^{-1}) \cdot (0{,}200\text{ mol L}^{-1})^2} = 18{,}0\text{ L}^2\text{ mol}^{-2}\text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.19. La velocidad de la reacción entre dos compuestos, A y B, sigue la siguiente ley de velocidad:

$$v = k[\text{A}]^2\,[\text{B}]$$

De acuerdo a los datos de la tabla, ¿la velocidad (v_2) de la reacción en el experimento 2 será?

	[A] (mol L^{-1})	[B] (mol L^{-1})	velocidad observada (mol L^{-1} s^{-1})
Experimento	0,10	0,10	v_1
Experimento	0,30	0,20	v_2

a) $v_2 = v_1$
b) $v_2 = 6\,v_1$
c) $v_2 = 12\,v_1$
d) $v_2 = 18\,v_1$

(O.Q.L. Madrid 2013)

Sustituyendo los datos en la ecuación de velocidad para cada experimento:

$$k\,(0{,}10\text{ mol L}^{-1})^2 \cdot (0{,}10\text{ mol L}^{-1}) = v_1\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}$$

$$k\,(0{,}30\text{ mol L}^{-1})^2 \cdot (0{,}20\text{ mol L}^{-1}) = v_2\text{ mol L}^{-1}\text{ s}^{-1}$$

Relacionando ambas velocidades se obtiene:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(0{,}30\text{ mol L}^{-1})^2 \cdot (0{,}20\text{ mol L}^{-1})}{(0{,}10\text{ mol L}^{-1})^2 \cdot (0{,}10\text{ mol L}^{-1})} = 18 \quad \rightarrow \quad v_2 = 18\,v_1$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.20. Para la siguiente reacción, $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$, se ha observado que al doblar la concentración de $NO_2(g)$ en el reactor la velocidad de la reacción se cuadruplica mientras que un aumento parecido en la concentración de $CO(g)$ no tiene efecto medible sobre la velocidad de la reacción. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

a) La ley de velocidad de la reacción es $v = k[CO]\,[NO_2]$.
b) La ley de velocidad de la reacción es $v = k[CO]\,[NO_2]^2$.
c) La ley de velocidad de la reacción es $v = k[NO_2]^2$.
d) La ley de velocidad de la reacción es $v = k[CO]^2$.

(O.Q.L. Valencia 2014)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[\mathrm{CO}]^a\,[\mathrm{NO_2}]^b$$

Si el cambio en la concentración de CO no tiene efecto medible en la velocidad de la reacción quiere decir que el orden respecto a este reactivo es 0.

Si al duplicar la concentración de NO_2 se cuadruplica la velocidad de la reacción quiere decir que el orden respecto a este reactivo es 2:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(\mathrm{M})^a \cdot (2\,\mathrm{M})^b}{k\,(\mathrm{M})^a \cdot (\mathrm{M})^b} = 4 \qquad \rightarrow \qquad 2^b = 2^2 \qquad \rightarrow \qquad b = 2$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k\,[\mathrm{NO_2}]^2$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.21. El etileno puede hidrogenarse en fase gaseosa según la siguiente ecuación:
$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ y su ecuación de velocidad es $v = k[C_2H_4]\,[H_2]$
Si a una mezcla estequiométrica de reactivos, inicialmente a una presión p se le aumenta la presión a temperatura constante hasta una presión $3p$, la velocidad de reacción aumenta:
a) 2 veces
b) 3 veces
c) 4 veces
d) 6 veces
e) 9 veces

(O.Q.N. Oviedo 2014)

De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = [\mathrm{A}]RT$$

la concentración de un gas es directamente proporcional a su presión parcial, y como la mezcla es estequiométrica, la ecuación de velocidad de la reacción a una presión p puede escribirse como:

$$v_1 = k\left(\frac{p}{2}\right) \cdot \left(\frac{p}{2}\right)$$

Analogamente, para una presión $3p$:

$$v_2 = k\left(\frac{3p}{2}\right) \cdot \left(\frac{3p}{2}\right)$$

Relacionando ambas velocidades se obtiene:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\left(\frac{3p}{2}\right) \cdot \left(\frac{3p}{2}\right)}{k\left(\frac{p}{2}\right) \cdot \left(\frac{p}{2}\right)} = 9$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.22. Sea la reacción en fase gaseosa A(g) + 2 B(g) → Productos(g), cuya ecuación de velocidad viene dada por la expresión, $v = k$[A] [B].
Señale cuál de estas afirmaciones es verdadera:
a) Al disminuir el volumen a la mitad, manteniendo constante la temperatura, la velocidad de reacción se hace la mitad.
b) Al expandir su volumen tres veces, manteniendo constante la temperatura, la velocidad de reacción se hace seis veces más pequeña.
c) Las unidades de k son s^{-1} mol^{-1} L.
d) No es posible que esa sea la ecuación de velocidad porque la estequiometría de la reacción es 1:2.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v_1 = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}] = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

a) Falso. Si el volumen se reduce a la mitad, $V' = V/2$, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V/2}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V/2}\right) = 4\,k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4\,k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)} = 4$$

b) Falso. Si el volumen se expande triple, $V' = 3\,V$, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_3 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{3\,V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{3\,V}\right) = \frac{k}{9}\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{\frac{k}{9}\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)} = \frac{1}{9}$$

c) **Verdadero**. La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{(\mathrm{mol\ L^{-1}})^2} = \mathrm{mol^{-1}\ L\ s^{-1}}$$

d) Falso. Los órdenes de la ecuación de velocidad solo coinciden con los coeficientes estequiométricos en las reacciones elementales, es decir, aquellas que transcurren en una única etapa.

La respuesta correcta es la **c**.

2.23. Cuando la cinética de la reacción 2 A + 2 B → C, fue estudiada usando el método de las concentraciones iniciales, se obtuvieron los datos de la tabla siguiente:

Ensayo	$[\mathrm{A}]_0$ (mol $\mathrm{L^{-1}}$)	$[\mathrm{B}]_0$ (mol $\mathrm{L^{-1}}$)	velocidad inicial de formación de C (mol $\mathrm{L^{-1}\ s^{-1}}$)
1	0,060	0,040	$3{,}6\cdot10^{-4}$
2	0,060	0,080	$7{,}2\cdot10^{-4}$
3	0,030	0,120	$5{,}4\cdot10^{-4}$

¿Cuál es la expresión de la ley de velocidad para esta reacción?

a) $v = k[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]$

b) $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]$

c) $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$

d) $v = k[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]^2$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 2 y 1 se obtiene el orden parcial respecto de B:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{7{,}2\cdot10^{-4}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{3{,}6\cdot10^{-4}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}} = \frac{k\,(0{,}060\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}080\ \mathrm{M})^b}{k\,(0{,}060\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}040\ \mathrm{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2 \quad \rightarrow \quad b = 1$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 3 y 1 se obtiene el orden parcial respecto de A:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{5{,}4\cdot10^{-4}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{3{,}6\cdot10^{-4}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}} = \frac{k\,(0{,}030\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}120\ \mathrm{M})^b}{k\,(0{,}060\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}040\ \mathrm{M})^b} \quad \rightarrow \quad 0{,}5^a\cdot3^b = 0{,}5 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.24. Para la hidrogenación del etileno a etano, en fase gaseosa, según la ecuación:

$$\mathrm{C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)}$$

se ha obtenido experimentalmente la ecuación de velocidad, $v = k[\mathrm{C_2H_4}]\,[\mathrm{H_2}]$.
Manteniendo constante la temperatura, se comprime la mezcla reaccionante hasta que la presión total se hace tres veces mayor. ¿Cuánto aumentará la velocidad?
a) Nueve veces
b) Tres veces
c) Disminuye tres veces
d) No depende de la presión total.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La expresión de la ecuación de velocidad es:

$$v_1 = k[\mathrm{C_2H_4}][\mathrm{H_2}] = k\left(\frac{n_{\mathrm{C_2H_4}}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{V}\right)$$

A temperatura constante, si se comprime la mezcla de forma que la presión se haga tres veces mayor, quiere decir que el volumen se reduce a la tercera parte.

a) Falso. Si el volumen se reduce de forma que, $V' = V/3$, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{n_{\mathrm{C_2H_4}}}{(V/3)}\right)\cdot\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{(V/3)}\right) = 9\,k\left(\frac{n_{\mathrm{C_2H_4}}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{V}\right)$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{9\,k\left(\frac{n_{\mathrm{C_2H_4}}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_{\mathrm{C_2H_4}}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{V}\right)} = 9$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.25. Para la reacción:

$$\mathrm{H_2(g) + 2\,NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2\,H_2O(g)}$$

la ley de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{H_2}]\,[\mathrm{NO}]^2$$

A una temperatura dada, ¿cuál es el efecto en la velocidad de reacción si la concentracion de $\mathrm{H_2}$ se duplica y la de NO se divide por dos?
a) La velocidad de reacción se divide por dos.
b) La velocidad de reacción permanece constante.
c) La velocidad de reacción se dobla.
d) La velocidad de reacción se multiplica por 8.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v_1 = k\,C_{\mathrm{H_2}}\,(C_{\mathrm{NO}})^2$$

Si se cambian las concentraciones, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\,(2\,C_{\mathrm{H_2}})\left(\frac{C_{\mathrm{NO}}}{2}\right)^2 = \frac{k}{2}\left(C_{\mathrm{H_2}}\right)(C_{\mathrm{NO}})^2$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{\frac{k}{2}\left(C_{\mathrm{H_2}}\right)(C_{\mathrm{NO}})^2}{k\left(C_{\mathrm{H_2}}\right)(C_{\mathrm{NO}})^2} = \frac{1}{2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.26. ¿Cuál es la ley de velocidad de la siguiente reacción A + 2 B → Productos?

$[A]_0$ (M)	$[B]_0$ (M)	velocidad inicial (M s^{-1})
0,050	0,100	0,085
0,050	0,200	0,170
0,100	0,300	0,510

a) $v = k[A]$
b) $v = k[B]$
c) $v = k[A]\,[B]$
d) $v = k[A]\,[B]^2$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 2 y 1 se obtiene el orden parcial respecto de B:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{0{,}170\ \mathrm{M\ s^{-1}}}{0{,}085\ \mathrm{M\ s^{-1}}} = \frac{k\ (0{,}050\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}200\ \mathrm{M})^b}{k\ (0{,}050\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}100\ \mathrm{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2 \quad \rightarrow \quad b = 1$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 3 y 1 se obtiene el orden parcial respecto de A:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{0{,}510\ \mathrm{M\ s^{-1}}}{0{,}085\ \mathrm{M\ s^{-1}}} = \frac{k\ (0{,}100\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}300\ \mathrm{M})^b}{k\ (0{,}050\ \mathrm{M})^a \cdot (0{,}100\ \mathrm{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^a \cdot 3^b = 6 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.27. Para la reacción A → B se ha determinado experimentalmente que los valores de la velocidad de reacción (mol L^{-1} s^{-1}) son $4{,}80\cdot10^{-6}$; $1{,}92\cdot10^{-5}$ y $7{,}68\cdot10^{-5}$, para una concentración inicial de la especie A (mol L^{-1}) de 0,02; 0,04 y 0,08; respectivamente. El orden de esa reacción es:
a) 0
b) 1
c) 2
d) 2,5

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación general de velocidad de la reacción es:

$$v = k\ [\mathrm{A}]^a$$

siendo a el orden parcial respecto al reactivo A.

Relacionando las velocidades de las diferentes experiencias se obtiene el orden parcial respecto de A:

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{7{,}68\cdot10^{-5}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{1{,}92\cdot10^{-5}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}} = \frac{k\ (0{,}08\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a}{k\ (0{,}04\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a} \rightarrow 2^2 = 2^a \rightarrow a = 2$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.28. La velocidad de una reacción dada entre dos reactivos A y B es, $v = k[A]\,[B]^2$. Si se reduce a la mitad el volumen del recipiente de la reacción, la velocidad:
a) No se altera.
b) Se duplica.
c) Disminuye a la mitad.
d) Se hace ocho veces mayor.

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v_1 = k\,[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)^2$$

Si el volumen se reduce a la mitad, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V/2}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V/2}\right)^2 = 8k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)^2$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)}{k\left(\frac{n_\mathrm{A}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{B}}{V}\right)} = 8 \quad \rightarrow \quad \text{la velocidad se hace 8 veces mayor}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2008).

2.29. La descomposición acuosa de peróxido de hidrógeno en presencia de $I^-(aq)$ y $H^+(aq)$ sucede según la reacción, $2\,H_2O_2(aq) \rightarrow 2\,H_2O(l) + O_2(g)$.
En un experimento se tomaron las siguientes medidas cinéticas:

$[H_2O_2]$/M	$[I^-]$/M	$[H^+]$/M	v_0/M s^{-1}
0,20	0,010	0,010	$2{,}0\cdot10^{-3}$
0,40	0,010	0,010	$4{,}0\cdot10^{-3}$
0,20	0,020	0,010	$8{,}0\cdot10^{-3}$
0,20	0,020	0,020	$1{,}6\cdot10^{-2}$

Indique si hay catalizador(es), cuál es la ecuación cinética y qué especie reactiva se consumirá antes:
a) Sí, $v = k[H_2O_2]$, $I^-(aq)$
b) Sí, $v = k[H_2O_2]\,[I^-]\,[H^+]$, $H^+(aq)$
c) No, $v = k[H_2O_2]\,[I^-]^2\,[H^+]$, $I^-(aq)$
d) Sí, $v = k[H_2O_2]\,[I^-]^2\,[H^+]$, $H_2O_2(aq)$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[\mathrm{H_2O_2}]^a\,[\mathrm{I^-}]^b\,[\mathrm{H^+}]^c$$

Sustituyendo los valores para cada experimento:

$$v_1 = k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c = 2{,}0\cdot10^{-3}$$

$$v_2 = k\,(0{,}40\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c = 4{,}0\cdot10^{-3}$$

$$v_3 = k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c = 8{,}0\cdot10^{-3}$$

$$v_4 = k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^c = 1{,}6\cdot10^{-2}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(0{,}40\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c} = \frac{4{,}0\cdot10^{-3}}{2{,}0\cdot10^{-3}} \quad \rightarrow \quad 2^a = 2 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c} = \frac{8{,}0\cdot10^{-3}}{2{,}0\cdot10^{-3}} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2^2 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

$$\frac{v_4}{v_3} = \frac{k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^c}{k\,(0{,}20\ \mathrm{M})^a\cdot(0{,}020\ \mathrm{M})^b\cdot(0{,}010\ \mathrm{M})^c} = \frac{1{,}6\cdot10^{-2}}{8{,}0\cdot10^{-3}} \quad \rightarrow \quad 2^c = 2 \quad \rightarrow \quad c = 1$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[\mathrm{H_2O_2}][\mathrm{I^-}]^2[\mathrm{H^+}]$$

Sí que existen catalizadores, las especies I^- y H^+.

La única especie reactiva que hay es H_2O_2, ya que los catalizadores no se consumen.

La respuesta correcta es la **d**.

2.30. Dada la reacción entre el NO y el O_2 para dar NO_2 viene dada por la siguiente ecuación:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g) \qquad \text{donde} \qquad v = k[NO]^2\ [O_2].$$

Si se duplica la concentración de ambos reactivos, la velocidad de reacción:

a) Permanece constante.

b) Se duplica.

c) Se cuadruplica.

d) Se multiplica por ocho.

(O.Q.L. Galicia 2018)

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v_1 = k\ c_{O_2}\ (c_{NO})^2$$

Si se cambian las concentraciones, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\ (2\ c_{O_2})\ (2\ c_{NO})^2 = 8\ k\ (c_{O_2})\ (c_{NO})^2$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8\ k\ (c_{O_2})\ (c_{NO})^2}{k(c_{O_2})\ (c_{NO})^2} = 8$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.31. A 373 K se estudió la cinética de la reacción, $2\ C_5H_6(g) \rightarrow C_{10}H_{12}(g)$; y se obtuvieron los siguientes datos para las velocidades iniciales de formación de $C_{10}H_{12}(g)$, v_0:

experimento	$p_{C_5H_6}$ /Torr	v_0 /Torr s^{-1}
1	200	5,76
2	314	14,2
3	576	47,8

La constante de velocidad será:

a) $3{,}61 \cdot 10^{-4}\ M^{-1}\ s^{-1}$

b) $3{,}35\ s^{-1}$

c) $2{,}88 \cdot 10^{-2}\ s^{-1}$

d) $1{,}44 \cdot 10^{-4}\ Torr^{-1}\ s^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Considerando comportamiento ideal del gas, la concentración del mismo es directamente proporcional a su presión parcial, por tanto, la ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\ (p_{C_5H_6})^a$$

Sustituyendo los datos obtenidos para cada experimento:

$$v_1 = k\ (200\ \text{Torr})^a = 5{,}76\ \text{Torr}\ s^{-1}$$

$$v_2 = k\ (314\ \text{Torr})^a = 14{,}2\ \text{Torr}\ s^{-1}$$

$$v_3 = k\ (576\ \text{Torr})^a = 47{,}8\ \text{Torr}\ s^{-1}$$

Relacionando las velocidades se obtiene el orden de reacción respecto del C_5H_6:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\ (576\ \text{Torr})^a}{k\ (200\ \text{Torr})^a} = \frac{47{,}8\ \text{Torr}\ s^{-1}}{5{,}76\ \text{Torr}\ s^{-1}} \rightarrow 2{,}88^a = 8{,}30 \rightarrow 2{,}88^a = 2{,}88^2 \rightarrow a = 2$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k\ (p_{C_5H_6})^2$$

Sustituyendo en esta ecuación se obtiene el valor de la constante de velocidad, k:

$$k = \frac{47{,}8\ \text{Torr s}^{-1}}{(576\ \text{Torr})^2} = 1{,}44{\cdot}10^{-4}\ \text{Torr}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.32. Para la reacción A(g) +B(g) → C(g), se midió la velocidad de reacción en función de las concentraciones iniciales a 300 K. Los datos obtenidos son los de la tabla adjunta:

Experimento	$[A]_0$ (M)	$[B]_0$ (M)	$v_{inicial}$ (M s^{-1})
1	0,100	0,500	1,47
2	0,200	0,300	1,27
3	0,400	0,600	40,6
4	0,200	0,600	10,2
5	0,400	0,300	5,08

La velocidad del proceso para concentraciones [A] = 0,400 M y [B] =1,20 M, será:
a) 0,85 M s^{-1}
b) 108 M s^{-1}
c) 271 M s^{-1}
d) 325 M s^{-1}

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[\text{A}]^a[\text{B}]^b$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 2 y 5:

$$\frac{v_5}{v_2} = \frac{5{,}08\ \text{M s}^{-1}}{1{,}27\ \text{M s}^{-1}} = \frac{k\ (0{,}400\ \text{M})^a \cdot (0{,}300\ \text{M})^b}{k\ (0{,}200\ \text{M})^a \cdot (0{,}300\ \text{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^a = 2^2 \quad \rightarrow \quad a = 2$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 2 y 4:

$$\frac{v_4}{v_2} = \frac{10{,}2\ \text{M s}^{-1}}{1{,}27\ \text{M s}^{-1}} = \frac{k\ (0{,}200\ \text{M})^a \cdot (0{,}600\ \text{M})^b}{k\ (0{,}200\ \text{M})^a \cdot (0{,}300\ \text{M})^b} \quad \rightarrow \quad 2^b = 2^3 \quad \rightarrow \quad b = 3$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k[\text{A}]^2\ [\text{B}]^3$.

Tomando los valores del experimento 1, se obtiene el valor de la constante de velocidad:

$$k = \frac{1{,}47\ \text{M s}^{-1}}{(0{,}100\ \text{M})^2 \cdot (0{,}500\ \text{M})^3} = 1{,}18{\cdot}10^3\ \text{M}^{-4}\ \text{s}^{-1}$$

El valor de la velocidad inicial en el experimento con las concentraciones propuestas es:

$$v = \left(1{,}18{\cdot}10^3\ \text{M}^{-4}\ \text{s}^{-1}\right) \cdot (0{,}400\ \text{M})^2 \cdot (1{,}20\ \text{M})^3 = 326\ \text{M s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.33. La reacción A(g) + B(g) → C(g) es de orden 2 con respecto a A y de orden 0 con respecto a B. Para cuadruplicar la velocidad de formación de C habrá que:
a) Cuadruplicar la concentración de A y mantener la de B.
b) Duplicar la concentración de B y mantener la de A.
c) Cuadruplicar las concentraciones de A y de B.
d) Duplicar la concentración de A.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden respecto al reactivo A y orden cero respecto al reactivo B es:

$$v = k[\text{A}]^2 = kc^2$$

Si se duplica la concentración de A la velocidad es:

$$v_1 = k[2c]^2 = 4kc^2$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_1}{v} = \frac{4kc^2}{kc^2} = 4$$

la velocidad de la reacción se cuadruplica.

La respuesta correcta es la **d**.

2.34. Para la reacción 2 A + B → Productos, se dispone de los siguientes datos:

	concentración inicial (mol L^{-1})	
velocidad inicial, mol $L^{-1}s^{-1}$ (t= 0)	**$[A]_0$**	**$[B]_0$**
$5{,}7\cdot10^{-7}$	**$2{,}0\cdot10^{-3}$**	**$4{,}0\cdot10^{-3}$**
$11{,}4\cdot10^{-7}$	**$2{,}0\cdot10^{-3}$**	**$8{,}0\cdot10^{-3}$**
$22{,}8\cdot10^{-7}$	**$4{,}0\cdot10^{-3}$**	**$4{,}0\cdot10^{-3}$**

¿Cuál es la ley de velocidad?
a) $v = k$[A]
b) $v = k$[A] [B]
c) $v = k$[A] $[B]^2$
d) $v = k[A]^2$ [B]

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 1 y 3:

$$\frac{v_3}{v_1} \rightarrow \frac{22{,}8\cdot10^{-7}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{5{,}7\cdot10^{-7}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}} = \frac{k\ (4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a \cdot (4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^b}{k\ (2{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a \cdot (4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^b} \rightarrow 2^2 = 2^a \rightarrow a = 2$$

Relacionando las velocidades de los experimentos 1 y 2:

$$\frac{v_2}{v_1} \rightarrow \frac{11{,}4\cdot10^{-7}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}}{5{,}7\cdot10^{-7}\ \mathrm{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}} = \frac{k\ (2{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a \cdot (8{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^b}{k\ (2{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^a \cdot (4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ L^{-1}})^b} \rightarrow 2^1 = 2^b \rightarrow b = 1$$

La ley de velocidad de la reacción es, $v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006 y La Rioja 2013).

2.35. La reacción entre NO e I_2 es de segundo orden respecto al NO y de primer orden respecto al I_2. Cuando se triplica la concentración de cada reactivo la velocidad se incrementa:
a) 3 veces
b) 6 veces
c) 18 veces
d) 27 veces

(O.Q.L. Asturias 2019) (O.Q.L. Asturias 2020)

La expresión de la ecuación de velocidad es:

$$v = k\ [\mathrm{NO}]^2[\mathrm{I_2}]$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v_1 = k\ c_{\mathrm{I_2}}\ (c_{\mathrm{NO}})^2$$

Si se cambian las concentraciones, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\ (3\ c_{I_2})\ (3\ c_{NO})^2 = 27\ k\ (c_{O_2})\ (c_{NO})^2$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27\ k\ (c_{I_2})\ (c_{NO})^2}{k(c_{I_2})\ (c_{NO})^2} = 27$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2018).

2.36. Las velocidades iniciales de la reacción de formación del cloruro de nitrosilo, un gas amarillo que se produce espontáneamente en la descomposición del agua regia (mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico), para diferentes concentraciones iniciales según el proceso:

$2\ NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NOCl(g)$

están dadas en la siguiente tabla:

$[NO]_0$ (mol dm^{-3})	$[Cl_2]_0$ (mol dm^{-3})	velocidad inicial (mol dm^{-3} s^{-1})
0,250	0,250	$1{,}43\cdot10^{-6}$
0,250	0,500	$2{,}86\cdot10^{-6}$
0,500	0,500	$11{,}40\cdot10^{-6}$

¿Cuál es la expresión de la ecuación cinética del proceso?

a) $v = k[NO]^2\ [Cl_2]$

b) $v = k[Cl_2]$

c) $v = k[NO]\ [Cl_2]$

d) $v = k[NO]$

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[NO]^a\ [Cl_2]^b$$

Sustituyendo los valores para cada experimento:

$$v_1 = k\ (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^b = 1{,}43\cdot10^{-6}$$

$$v_2 = k\ (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^b = 2{,}86\cdot10^{-6}$$

$$v_3 = k\ (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^b = 11{,}40\cdot10^{-6}$$

Relacionando las velocidades se obtienen los órdenes de reacción respecto a cada reactivo.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\ (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^b}{k\ (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^b} = \frac{2{,}86\cdot10^{-6}}{1{,}43\cdot10^{-6}} \rightarrow 2^b = 2 \rightarrow b = 1$$

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k\ (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^b}{k\ (0{,}250\ \text{mol dm}^{-3})^a \cdot (0{,}500\ \text{mol dm}^{-3})^b} = \frac{11{,}40\cdot10^{-6}}{2{,}86\cdot10^{-6}} \rightarrow 2^a = 2^2 \rightarrow a = 2$$

La ecuación de velocidad de la reacción es:

$$v = k[NO]^2\ [Cl_2]$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.37. La ecuación de velocidad de una reacción es:

$v = k[X]\ [Y]^2$

Si durante la reacción las concentraciones de X e Y aumentan al doble, la velocidad de la reacción:

a) Aumenta 8 veces

b) Disminuye 8 veces

c) Aumenta 4 veces

d) Disminuye 4 veces

(O.Q.L. Extremadura 2019)

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v_1 = k\,[\mathrm{X}][\mathrm{Y}]^2 = k\left(\frac{n_\mathrm{X}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{Y}}{V}\right)^2$$

Si ambas concentraciones se duplican, la ecuación de velocidad queda como:

$$v_2 = k\left(\frac{2n_\mathrm{X}}{V}\right)\cdot\left(\frac{2n_\mathrm{Y}}{V}\right)^2 = 8k\left(\frac{n_\mathrm{X}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{Y}}{V}\right)^2$$

La relación entre ambas velocidades es:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8k\left(\frac{n_\mathrm{X}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{Y}}{V}\right)^2}{k\left(\frac{n_\mathrm{X}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_\mathrm{Y}}{V}\right)^2} = 8 \quad \rightarrow \quad \text{la velocidad se hace 8 veces mayor}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.38. La ecuación de velocidad de cierto proceso químico es $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$.
¿Cómo variará la velocidad de la reacción si se reduce a la mitad la concentración del reactivo B, manteniendo inalterados el resto de los factores?
a) La velocidad aumenta el doble de su valor inicial.
b) La velocidad aumenta cuatro veces su valor inicial.
c) La velocidad disminuye cuatro veces su valor inicial.
d) La velocidad disminuye a la mitad de su valor inicial.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Si duplica la concentración de B la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k[\mathrm{A}]\,[½\ \mathrm{B}]^2 = ¼\ k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{¼\ k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2}{[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2} = \frac{1}{4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.39. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) Cuando se aumenta la concentración de los reactivos, la velocidad de reacción aumenta porque se incrementa su constante de velocidad.
b) Cuando se aumenta la concentración de los reactivos, disminuye la energía de activación.
c) Cuando se aumenta la concentración de los reactivos, disminuye la frecuencia de las colisiones.
d) En una reacción de primer orden, la velocidad de reacción se triplica cuando se triplica la concentración del reactivo.

(O.Q.L. Valencia 2020)

a) Falso. La constante de velocidad de la reacción no depende de la concentración de los reactivos, solo varía si cambia la temperatura.

b) Falso. La energía de activación es uno de los parámetros cinéticos de la reacción y no depende de la concentración de los reactivos.

c) Falso. Si aumenta la concentración de los reactivos la probabilidad de colisiones entre las partículas de estos se hace mayor.

d) **Verdadero**. Si en una reacción de orden 1 se triplica la concentración de A la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k[3\mathrm{A}]$$

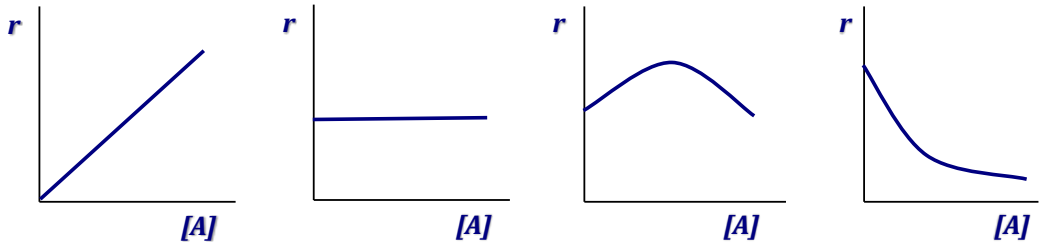
Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[3\text{A}]}{k[\text{A}]} = 3$$

La respuesta correcta es la **d**.

3. ORDEN DE REACCIÓN

3.1. ¿Cuál de las siguientes gráficas se obtendrá cuando, una vez realizadas las experiencias oportunas, se represente la velocidad inicial de una reacción química de primer orden, respecto a uno de los reactivos, frente a la concentración inicial de este?



a) b) c) d)

e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de primer orden respecto a un reactivo A es:

$$v = k[\mathrm{A}]$$

Si se representa la velocidad frente a la concentración del reactivo, [A], se obtiene una línea recta cuya pendiente es la constante de velocidad, k, tal como se observa en la gráfica a.

La respuesta correcta es la **a**.

3.2. La suma de los exponentes a los que se elevan todas las concentraciones de las sustancias que participan en la ecuación de velocidad de una reacción química se denomina:
a) Velocidad de la reacción
b) Mecanismo de la reacción
c) Orden de la reacción
d) Secuencia de reacción

(O.Q.L. Murcia 1999)

En una reacción que transcurre en una etapa elemental:

$$a\ \mathrm{A} + b\ \mathrm{B} \rightarrow \text{Productos}$$

los coeficientes estequiométricos coinciden con los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos.

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

donde a y b son los órdenes de reacción respecto a cada uno de los reactivos. El orden total de la reacción es $(a + b)$.

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. Cuando las sustancias P y Q reaccionan para formar productos, el orden global de la reacción es 3. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones de velocidad, correspondientes a la reacción indicada, no será posible?
a) $v = k[\mathrm{P}]^2\,[\mathrm{Q}]$
b) $v = k[\mathrm{P}]^0\,[\mathrm{Q}]^3$
c) $v = k[\mathrm{P}]\,[\mathrm{Q}]^3$
d) $v = k[\mathrm{P}]\,[\mathrm{Q}]^2\,[\mathrm{H}^+]^0$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

El orden total de la reacción es para cada uno de los casos:

a) Orden $= 2 + 1 = 3$

b) Orden = 0 + 3 = 3

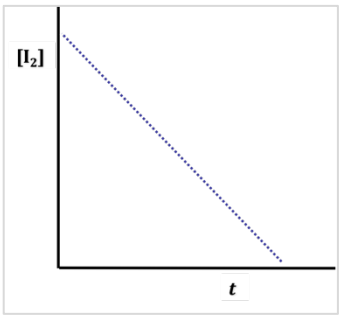
c) Orden = 1 + 3 = 4

d) Orden = 1 + 2 = 3

La respuesta incorrecta es la **c**.

3.4. Una disolución acuosa de yodo reacciona con una disolución acuosa de propanona, puesta en exceso y en presencia de la suficiente concentración de un ácido, de acuerdo a la ecuación:

$$CH_3COCH_3(aq) + I_2(aq) \rightarrow CH_3COCH_2I(aq) + HI(aq)$$



La gráfica de la figura representa la concentración de yodo que permanece en la disolución, sin reaccionar, a lo largo del tiempo. Según ella, y en las condiciones de la experiencia, se puede decir que la velocidad de la reacción es:
a) Directamente proporcional a $[I_2]$
b) Inversamente proporcional a $[I_2]$
c) Directamente proporcional a $[I_2][CH_3COCH_3]$
d) Independiente de $[I_2]$

(O.Q.L. Murcia 1999)

De la imagen se deduce que se trata de una reacción de orden cero y que la concentración de yodo, $[I_2]$:

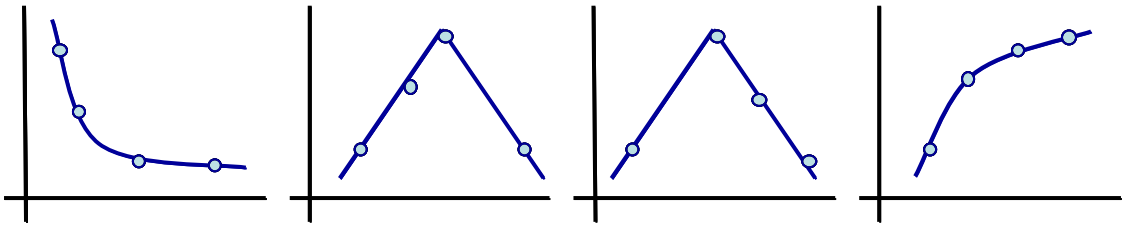
$$[I_2] = [I_2]_0 - kt$$

La velocidad de la reacción se define como:

$$-\frac{d[I_2]}{dt} = -\frac{d([I_2]_0 - kt)}{dt} = -k$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.5. ¿Cuál de las siguientes gráficas, para una reacción de primer orden, podría llevar rotulado en el eje X: tiempo, y en el eje Y: masa de reactante?



(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación que la relaciona la cantidad de reactante con el tiempo en una reacción de primer orden es:

$$A = A_0\, e^{-kt}$$

Se trata de una ecuación exponencial cuya representación gráfica se corresponde con la figura a.

La respuesta correcta es la **a**.

3.6. Si el orden de una reacción respecto al componente A es cero, eso quiere decir que:
a) La velocidad de reacción es independiente de la concentración de A.
b) La velocidad de reacción es independiente de la temperatura.
c) La velocidad de reacción no puede determinarse experimentalmente.
d) La reacción no es apreciable

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación de velocidad de una reacción de orden cero respecto del componente A es:

$$v = k[A]^0 = k$$

La velocidad de la reacción no depende de [A] y solo depende de k y, esta, según la expresión de Arrhenius (1889), solo depende de la temperatura.

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.7. Una reacción A → B, transcurre al 50 % en 30 minutos. ¿Cuánto tiempo debe pasar desde el inicio de la reacción hasta que transcurre el 75 %, suponiendo que es de primer orden?
a) 45 min
b) 75 min
c) 60 min
d) Para calcularlo es necesario conocer la constante de reacción.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[A] = \frac{[A]_0}{2}$$

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln\frac{[A]}{[A]_0} = -k\,t$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$\ln\frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -k\,t_{½} \quad \rightarrow \quad k = \frac{\ln 2}{t_{½}} = \frac{0{,}693}{30\ \text{min}} = 2{,}3\cdot10^{-2}\ \text{min}^{-1}$$

Cuando la reacción ha transcurrido al 75 %, se tiene que $[A] = 0{,}25\cdot[A]_0$ y el tiempo empleado es:

$$t = \frac{\ln([A]_0/0{,}25\cdot[A]_0)}{2{,}3\cdot10^{-2}\ \text{min}^{-1}} = 60\ \text{min}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.8. La vida media de una reacción de segundo orden es de 25,0 s cuando la concentración inicial de reactivo es 0,500 M. ¿Cuál es la constante de velocidad de esta reacción?
a) 3,22 L mol^{-1} s^{-1}
b) 8,00·10^{-2} s^{-1}
c) 8,00·10^{-2} L mol^{-1} s^{-1}
d) 2,77·10^{-2} s^{-1}
e) 2,77·10^{-2} L mol^{-1} s^{-1}

(O.Q.N. Vigo 2006)

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de segundo orden es:

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = k\,t$$

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[A] = \frac{[A]_0}{2}$$

Sustituyendo en la ecuación:

$$\frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = k\,t_{½} \quad \rightarrow \quad k = \frac{1}{t_{½}\,[A]_0}$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{1}{(25{,}0\ \text{s}) \cdot (0{,}500\ \text{mol L}^{-1})} = 8{,}00{\cdot}10^{-2}\ \text{L mol}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.9. La reacción: $2\ N_2O_5(g) \rightarrow 2\ N_2O_4(g) + O_2(g)$, obedece a la ley de velocidad: $\Delta[N_2O_5]/\Delta t = 6{,}210{\cdot}10^{-4}\ [N_2O_5]$.
Si la concentración inicial de N_2O_5 es 0,5000 M, ¿cuánto tiempo tardará en disminuir hasta el 30 % de la cantidad inicial?
a) 5.430 s
b) 5.647 s
c) 1.939 s
d) 3.877 s
e) 4.354 s

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.N. Valencia 2020)

Se trata de una reacción de primer orden y la ecuación de velocidad integrada para la misma es:

$$\ln \frac{[N_2O_5]}{[N_2O_5]_0} = -k\,t$$

El tiempo que debe transcurrir para que $[N_2O_5] = 0{,}30 \cdot [N_2O_5]_0 = 0{,}1500$ M es:

$$t = \frac{\ln\left(\frac{0{,}5000\ \text{M}}{0{,}1500\ \text{M}}\right)}{(6{,}21{\cdot}10^{-4}\ \text{s}^{-1}} = 1.939\ \text{s}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.10. En la reacción:
$$CH_3Br + KOH \rightarrow CH_3OH + KBr$$
el orden de velocidad respecto del KOH es:
a) Indeterminable con estos datos.
b) Cero
c) Uno
d) Dos
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2006)

Sin datos acerca de la velocidad de reacción es imposible determinar el orden respecto a cualquier sustancia que intervenga en ella.

La respuesta correcta es la **a**.

3.11. En una reacción de primer orden, después de un periodo de tiempo de tres veces la vida media, la fracción de reactivo inicial que queda sin reaccionar es:
a) 1/12
b) 1/6
c) 1/16
d) 1/8

(O.Q.L. Madrid 2006)

En una reacción de primer orden la ecuación de velocidad integrada es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -k\,t$$

y la relación existente entre la constante de velocidad y la vida media viene dada por la ecuación:

$$k = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

Se obtiene que la relación entre las concentraciones es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -\frac{\ln 2}{t_{½}} \cdot (3\ t_{½}) \qquad \rightarrow \qquad \frac{[A]}{[A]_0} = \frac{1}{8}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.12. La reacción de descomposición del agua oxigenada es la siguiente:
$H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(l) + ½\ O_2(g)$ y la ecuación de velocidad, $v = k[H_2O_2]$.
Sabiendo que $k = 7{,}30 \cdot 10^{-4}\ s^{-1}$, calcule el tiempo necesario para la desaparición del 60 % del agua oxigenada a partir de una concentración inicial de 0,500 M es:
a) 545 s
b) 304 s
c) 20,9 min
d) 11,7 min

(O.Q.L. Madrid 2007)

Se trata de una reacción de orden 1 y la ecuación de velocidad integrada para este tipo de reacciones es:

$$\ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -k\ t$$

El tiempo cuando ha desaparecido el 60 % de la concentración inicial de agua oxigenada es:

$$t = \frac{\ln \dfrac{0{,}500\ M}{(1 - 0{,}60) \cdot 0{,}500\ M}}{7{,}30 \cdot 10^{-4}\ s^{-1}} = 1{,}26 \cdot 10^{3}\ s \cdot \frac{1\ min}{60\ s} = 21{,}0\ min$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.13. La constante de velocidad de la reacción:
$2\ N_2O_5(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + O_2(g)$ es $k = 3{,}00 \cdot 10^{-3}\ s^{-1}$.
Para esta reacción puede afirmarse que:
a) La velocidad de la reacción es directamente proporcional al cuadrado de la concentración de N_2O_5.
b) El tiempo necesario para que la concentración inicial de N_2O_5 se reduzca a la mitad vale 231 s.
c) El tiempo necesario para que la concentración inicial de N_2O_5 se reduzca a la mitad es mayor cuanto mayor es dicha concentración inicial.
d) La reacción es de orden uno respecto al O_2.
e) El orden global de la reacción es siete.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Si la constante de velocidad tiene unidades de s^{-1} quiere decir que se trata de una reacción de orden 1, por tanto, la ley de velocidad es:

$$v = k\ [N_2O_5]$$

Las unidades de la constante de velocidad son:

$$k = \frac{v}{[N_2O_5]} \rightarrow \frac{mol\ L^{-1}\ s^{-1}}{mol\ L^{-1}} = s^{-1}$$

a-d-e) Falso. Es una reacción de orden 1 y la propuesta sería correcta para una reacción de orden 2.

b) **Verdadero**. En una reacción de orden 1, el valor del tiempo que tarda en reducirse a la mitad la concentración de un reactivo, $t_{½}$, se obtiene mediante la expresión:

$$t_{½} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0{,}693}{3{,}00 \cdot 10^{-3}\ s^{-1}} = 231\ s$$

c) Falso. En el caso de una reacción de orden 1 el tiempo que tarda en reducirse a la mitad la concentración de un reactivo es independiente de la concentración inicial del mismo.

$$t_{½} = \frac{\ln 2}{k}$$

Sería correcto para una reacción de orden 2 en la que el valor de $t_{½}$ se obtiene mediante la expresión:

$$t_{½} = \frac{1}{k\,[\mathrm{A}]_0}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.14. La combustión del gas propano tiene lugar según la ecuación:

$$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Con esta información puede asegurarse que:
a) El orden total de la reacción directa es 6.
b) El orden total de la reacción inversa es 7.
c) Para quemar un mol de propano se necesitan 5 mol de O_2.
d) El orden total de la reacción directa depende de la presión de O_2.
e) Los moles de O_2 necesarios para quemar 1 mol de propano dependen del mecanismo de la reacción.

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

a-b-d) Falso. Sin datos cinéticos experimentales es imposible determinar el orden de una reacción. La estequiometría de la reacción solo coincide con el orden de la misma en las reacciones elementales, aquellas que transcurren en una única etapa.

La ecuación de la velocidad de la reacción propuesta es:

$$v = k\,[C_3H_8]^a\,[O_2]^b$$

Sin los datos cinéticos experimentales es imposible determinar los valores de a y b, los órdenes parciales respecto a cada reactivo.

c) **Verdadero**. La estequiometría de la reacción indica que un mol de propano reacciona con cinco moles de oxígeno.

e) Falso. Los moles de O_2 necesarios para la combustión del propano vienen determinados por la estequiometría de la reacción.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2012 se cambia la combustión de C_3H_8 por C_5H_{12}).

3.15. En una reacción de primer orden del tipo A → P, si el 90 % de A se convierte en P en 30,0 min, ¿cuál es el tiempo de vida media?
a) 18,0 min
b) 9,03 min
c) 0,076 min
d) 0,11 min
e) 13,0 min

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[\mathrm{A}] = \frac{[\mathrm{A}]_0}{2}$$

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln\frac{[\mathrm{A}]}{[\mathrm{A}]_0} = -\,k\,t$$

Sustituyendo en la ecuación se obtiene la expresión de k en función de $t_{½}$:

$$\ln \frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -k\, t_{½} \qquad \rightarrow \qquad k = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

La ecuación que se obtiene es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -\frac{0{,}693}{t_{½}} t$$

El valor del tiempo de vida media en las condiciones propuestas es:

$$t_{½} = \frac{0{,}693 \cdot 30{,}0 \text{ min}}{\ln \dfrac{[A]_0}{(1-0{,}90)\,[A]_0}} = 9{,}03 \text{ min}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.16. La fosfina se utiliza para matar insectos y roedores. La degradación de la fosfina es muy rápida y se puede representar por la reacción:

$$4\, PH_3(g) \rightarrow P_4(g) + 6\, H_2(g)$$

que obedece a una ley de primer orden, $v = 1{,}98 \cdot 10^{-2}\, [PH_3]$. ¿Cuál es el tiempo para que se descomponga el 50 % de la fosfina?

a) 15 s
b) 150 s
c) 198 s
d) 35 s
e) 350 s

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 1 es:

$$\ln \frac{[PH_3]}{[PH_3]_0} = -k\, t$$

El valor del tiempo cuando se ha descompuesto el 50 % de la concentración inicial de la fosfina es:

$$t = \frac{\ln \left(\dfrac{[PH_3]_0}{0{,}50\,[PH_3]_0} \right)}{1{,}98 \cdot 10^{-2}\ s^{-1}} = 35 \text{ s}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.17. Una sustancia desaparece siguiendo una cinética de primer orden, con un $t_{½}$ de 34,0 s. ¿Cuánto tiempo se requerirá para que la concentración de la sustancia disminuya hasta un 12,5 % del valor inicial?

a) 11 s
b) 68 s
c) 102 s
d) 204 s
d) 272 s

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[A] = \frac{[A]_0}{2}$$

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -k\, t$$

Sustituyendo en la ecuación:

$$\ln \frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -k\, t_{½} \qquad \rightarrow \qquad k = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{0{,}693}{34{,}0\ \text{s}} = 2{,}04{\cdot}10^{-2}\ \text{s}^{-1}$$

El tiempo transcurrido cuando queda un 12,5 % de la concentración inicial de sustancia es:

$$t = \frac{\ln \dfrac{[A]_0}{0{,}125 \cdot [A]_0}}{2{,}04{\cdot}10^{-2}\ \text{s}^{-1}} = 102\ \text{s}$$

La respuesta correcta es la **c**.

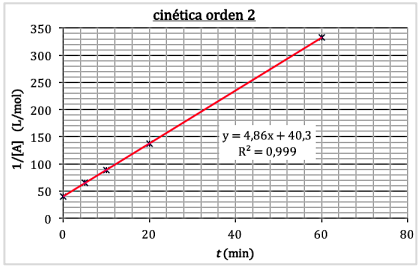
3.18. Para una reacción irreversible, A → B, ¿qué representación mostraría un comportamiento lineal si la reacción es de segundo orden respecto de A?
a) [A] vs. tiempo
b) 1/[A] vs. tiempo
c) [A]^2 vs. tiempo
d) 1/[A]^2 vs. tiempo
e) ln [A] vs. tiempo
f) log [A] vs. tiempo

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Valencia 2017)

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de segundo orden es:

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = k\, t$$

Si se representa 1/[A] frente a t se obtiene una línea recta cuya pendiente es la constante de velocidad k, y cuya ordenada en el origen es $1/[A]_0$.



La respuesta correcta es la **b**.

3.19. Cuando la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, se disuelve en agua en presencia de un catalizador ácido, reacciona según la ecuación, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 2\ C_6H_{12}O_6$. La reacción sigue la ley de velocidad:
$$v = k[C_{12}H_{22}O_{11}]$$
Si 3,00 g de sacarosa disminuyen a 2,70 g en un tiempo de 2,50 h, en presencia de una cierta cantidad de catalizador ácido, ¿cuál es la vida media para esta reacción en estas condiciones?
a) 12,5 h
b) 16,4 h
c) 23,7 h
d) 37,9 h

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[A] = \frac{[A]_0}{2}$$

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -k\, t$$

Sustituyendo en la ecuación:

$$\ln \frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -k\, t_{½} \qquad \rightarrow \qquad k = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

Combinando ambas expresiones la ecuación que se obtiene es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -\frac{0{,}693}{t_{½}} t$$

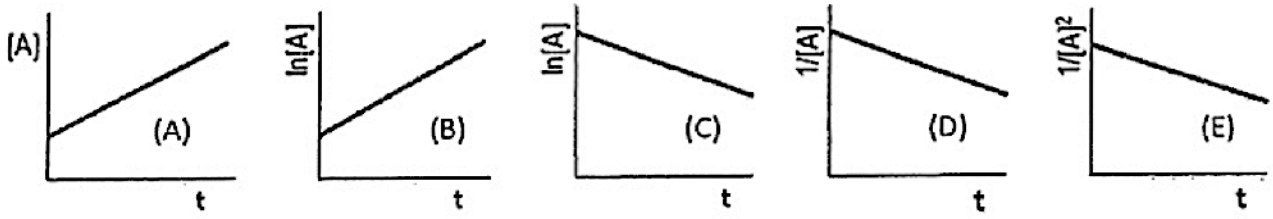
El valor de la constante tiempo de vida media es:

$$t_{½} = \frac{0{,}693 \cdot (2{,}50\ \text{h})}{\ln\left(\frac{3{,}00}{2{,}70}\right)} = 16{,}4\ \text{h}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

3.20. ¿Qué gráfico representa el comportamiento de una reacción de primer orden?



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

(O.Q.N. Madrid 2015)

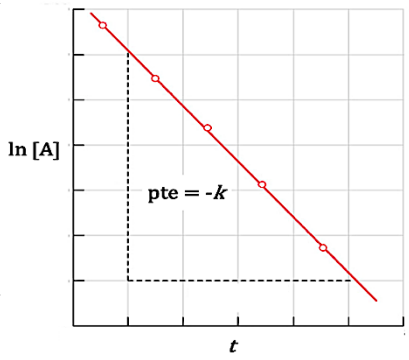
La ecuación que la relaciona la cantidad de reactivo con el tiempo en una reacción de primer orden es:

$$[A] = [A]_0\, e^{-kt}$$

que de forma linealizada se puede escribir como:

$$\ln [A] = \ln\, [A]_0 - k\, t$$

Si se representa ln [A] vs. t se obtiene una línea recta cuya pendiente es $-k$ y su ordenada en el origen ln $[A]_0$. De todas las gráficas propuestas la que describe ese comportamiento es la C.



La respuesta correcta es la **c**.

3.21. La siguiente reacción es de primer orden respecto al N_2O_5:

$2\, N_2O_5(g) \rightarrow 4\, NO_2(g) + O_2(g)$

Si la vida media para esta reacción es de 19,0 min, ¿cuál es la constante de velocidad?

a) 0,0158 min^{-1}

b) 0,0263 min^{-1}

c) 0,0365 min^{-1}

d) 0,0526 min^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[N_2O_5] = \frac{[N_2O_5]_0}{2}$$

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln \frac{[N_2O_5]}{[N_2O_5]_0} = -k\, t$$

Sustituyendo en la ecuación queda como:

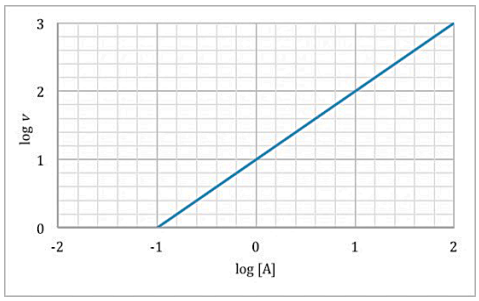
$$\ln \frac{[N_2O_5]_0/2}{[N_2O_5]_0} = -k\, t_{½}$$

El valor de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{\ln 2}{t_{½}} = \frac{0{,}693}{19{,}0 \text{ min}} = 0{,}0365 \text{ min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.22. Se estudia la reacción química A → B y se mide la velocidad de reacción para diferentes concentraciones de A. Los valores obtenidos se muestran en la gráfica (ejes en escala logarítmica). De acuerdo a esta información, se puede establecer que esta reacción es:
a) De orden cero.
b) De primer orden.
c) De segundo orden y en presencia de un catalizador.
d) De segundo orden y en ausencia de un catalizador.
¿Qué gráfico representa el comportamiento de una reacción de primer orden?



(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación de velocidad para una reacción de primer orden es:

$$v = k\, C_A$$

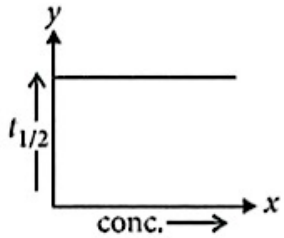
aplicando logaritmos a esa expresión se obtiene:

$$\log\, v = \log\, C_A + \log\, k$$

Si se representa log v vs. log C_A se obtiene una línea recta de pendiente 1 y ordenada en el origen log k.

La respuesta correcta es la **b**.

3.23. Dada la gráfica $t_{½}$ (tiempo necesario para que la concentración inicial del reactivo se reduzca a la mitad) frente a la concentración del reactivo (X) que se muestra a continuación:
Se puede afirmar que la reacción es de orden:
a) 0
b) 1
c) 2
d) Ninguna de la anteriores.



(O.Q.N. El Escorial 2017)

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 0 es $[X] = [X]_0 - k\, t$

Para $t_{½}$ → $[X] = \frac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación queda como:

$$\frac{[X]_0}{2} = k\, t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{[X]_0}{2k}$$

La gráfica corresponde a una recta con pendiente positiva.

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 1 es $\ln[X] = \ln[X]_0 - k\, t$

Para $t_{½}$ → $[X] = \frac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación queda como:

$$\ln \frac{[X]_0/2}{[X]_0} = -k\, t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{\ln 2}{k}$$

Como se observa, $t_{½}$ es constante. La gráfica corresponde a una recta con pendiente nula.

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 2 es:

$$\frac{1}{[X]} - \frac{1}{[X]_0} = k\, t$$

Para $t_{½}$ $\rightarrow$ $[X] = \dfrac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$\frac{2}{[X]_0} - \frac{1}{[X]_0} = k\, t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{1}{k\,[X]_0}$$

Como se observa, $t_{½}$ no es constante ya que depende de $[X]_0$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.24. El orden parcial de reacción de una especie es:
a) El exponente de la concentración de esa especie en la ecuación de velocidad.
b) El coeficiente estequiométrico de una especie en la reacción.
c) Un número aleatorio.
d) La posición en que aparece en la reacción.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La velocidad de una reacción A $\rightarrow$ B se define como:

$$v = k\,[A]^a$$

donde k es la constante cinética o de velocidad, [A] es la concentración molar del reactivo A y a, el exponente de la concentración, es el orden parcial de la reacción respecto a dicho reactivo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. De las siguientes afirmaciones seleccione la que sea correcta:
a) El orden de reacción ha de ser un número entero y positivo.
b) El tiempo de vida medio de una reacción de orden 1 es inversamente proporcional a la concentración inicial de reactivo.
c) El orden de reacción aumenta con la temperatura.
d) En una etapa elemental, el orden de reacción coincide con la molecularidad.

(O.Q.L. Valencia 2017)

La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo. Las unidades de la velocidad en el S.I. son mol m^{-3} s^{-1} y no dependen del orden de reacción.

a) Incorrecto. Desde el punto de vista experimental, el orden de una reacción puede tener cualquier valor.

b) Incorrecto. En una reacción de primer orden la ecuación de velocidad integrada es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -k\, t$$

y la relación existente entre la constante de velocidad y la vida media viene dada por la ecuación:

$$k = \frac{\ln 2}{t_{½}}$$

y como se puede observar, el valor de $t_{½}$ no depende de $[A]_0$.

c) Incorrecto. En una reacción que transcurra en una etapa elemental, como por ejemplo:

$$a\ \mathrm{A} \rightarrow \text{Productos}$$

solo entonces, los coeficientes estequiométricos coinciden con los órdenes de reacción respecto de cada uno de los reactivos.

La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción es:

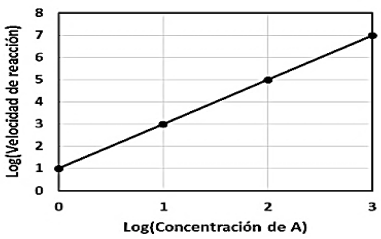
$$v = k\ [\mathrm{A}]^a$$

donde a es el orden de la reacción, que como se puede observar, solo depende de la estequiometría de la reacción y para nada de la temperatura.

d) **Correcto**. La estequiometría de la reacción solo coincide con el orden de la misma en las reacciones elementales, aquellas que transcurren en una única etapa.

La respuesta correcta es la **d**.

3.26. Se estudia la reacción química A → B y se mide la velocidad de reacción para diferentes concentraciones de A. Los valores obtenidos se muestran en la gráfica (ejes en escala logarítmica). La cinética de la reacción es:
a) De orden cero.
b) De segundo orden.
c) De primer orden y en presencia de un catalizador.
d) De segundo orden y en ausencia de un catalizador.



(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación de velocidad para una reacción de segundo orden es:

$$v = k\ {C_A}^2$$

aplicando logaritmos a esa expresión se obtiene:

$$\log v = 2 \log C_A + \log k$$

Si se representa $\log v$ vs. $\log C_A$ se obtiene una línea recta de pendiente 2 y ordenada en el origen $\log k$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2016).

3.27. Una sustancia X en disolución se descompone según una reacción de segundo orden. Una disolución que inicialmente es 1,00 mol dm^{-3} en X requiere 0,50 h para que su concentración disminuya hasta 0,50 mol dm^{-3}. ¿Cuánto tiempo transcurrirá hasta que una disolución de X disminuya de concentración 1,00 mol dm^{-3} a 0,25 mol dm^{-3}?
a) 0,50 h
b) 1,0 h
c) 1,5 h
d) 2,0 h

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de segundo orden es:

$$\frac{1}{[\mathrm{A}]} - \frac{1}{[\mathrm{A}]_0} = k\ t$$

La vida media, $t_{½}$, se define como el tiempo que tarda la sustancia inicial en reducirse a la mitad:

$$[\mathrm{A}] = \frac{[\mathrm{A}]_0}{2}$$

El valor de k es:

$$\frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = k\, t_{½} \quad \rightarrow \quad k = \frac{1}{t_{½}\,[A]_0} = \frac{1}{(0{,}50\text{ h}) \cdot (1{,}00\text{ mol dm}^{-3})} = 2{,}0\text{ mol}^{-1}\text{ dm}^3\text{ h}^{-1}$$

El tiempo transcurrido hasta que la concentración inicial se reduzca hasta 0,25 mol dm^{-3} es:

$$\frac{1}{(0{,}25\text{ mol dm}^{-3})} - \frac{1}{(1{,}00\text{ mol dm}^{-3})} = (2{,}0\text{ mol}^{-1}\text{ dm}^3\text{ h}^{-1}) \cdot t \quad \rightarrow \quad t = 1{,}5\text{ h}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.28. Una reacción de primer orden se realiza con una conversión del 20 % en 10 min. El valor de la constante de velocidad *k* es:
a) 0,08 min^{-1}
b) 0,022 min^{-1}
c) 0,14 min^{-1}
d) 0,26 min^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2018) (O.Q.L. Jaén 2019)

La ecuación de velocidad integrada para una reacción de primer orden es:

$$\ln\frac{[A]}{[A]_0} = -\,k\,t$$

El valor de k es:

$$\ln\frac{(100-20)}{100} = -\,k \cdot (10\text{ min}) \quad \rightarrow \quad k = 0{,}022\text{ min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.29. El amoniaco se descompone en sus elementos constituyentes por contacto con un alambre caliente de wolframio a 1.000 K. Los siguientes resultados han sido obtenidos en un proceso realizado a volumen constante. Estime el orden de reacción que corresponde a la descomposición del amoniaco.

p **(atm)**	**310**	**321**	**332**	**355**	**377**	**421**	**476**
t **(s)**	**0**	**100**	**200**	**400**	**600**	**1.000**	**1.500**

a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación química correspondiente a la descomposición del amoniaco es:

$$2\,NH_3(g) \leftrightarrows N_2(g) + 3\,H_2(g)$$

La tabla de presiones correspondiente a esta reacción es:

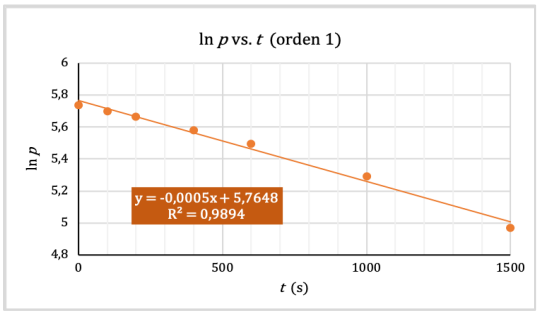
	NH_3	N_2	H_2
$p_{inicial}$	p	—	—
$p_{transformado}$	$2x$	—	—
$p_{formado}$	—	x	$3x$
p_{final}	$p-2x$	x	$3x$

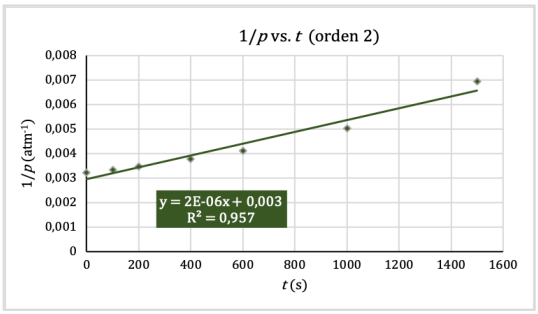
A partir de la misma se puede obtener los valores de la presión del NH_3 al final de la reacción:

$$p_{NH_3} = p - 2x$$

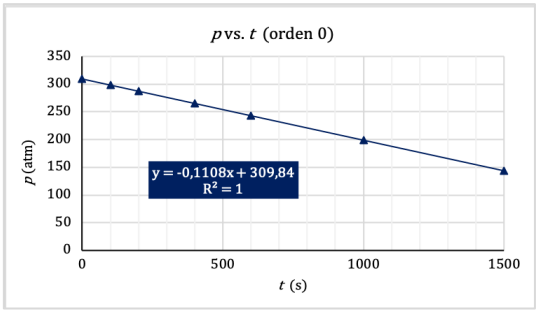
$2x$ (atm)	310	11	22	45	67	111	166
p_{NH_3} (atm)	310	299	288	265	243	199	144
t (s)	0	100	200	400	600	1.000	1.500

Representando p vs. t (orden 0), ln p vs. t (orden 1) y $1/p$ vs. t (orden 2) se obtienen las siguientes gráficas:





Las gráficas obtenidas para orden 1 y orden 2, tienen peores coeficientes de correlación (R^2) 0,9894 y 0,957; respectivamente, que la que se obtiene para una cinética de orden 0 (1,00), por tanto, la descomposición del NH_3 tiene una cinética de orden 0.



La respuesta correcta es la **a**.

(Sin la ayuda de la hoja de cálculo Excel de Microsoft resulta complicado distinguir en las cinéticas de orden 0 y 1).

3.30. Cuando se comparan cinéticas de primer orden y de segundo orden, ¿cuál de las siguientes proposiciones se cumple?
a) La velocidad de una reacción de primer orden no depende de la concentración de los reactivos; mientras que la velocidad de una reacción de segundo orden depende de la concentración de los reactivos.
b) El tiempo de semirreacción del proceso de primer orden no depende de la concentración inicial de los reactivos; mientras que cuando es de segundo orden, sí depende.
c) Una reacción de primer orden sí puede ser catalizada; una reacción de segundo orden no siempre puede ser catalizada.
d) En ambos casos, la concentración de los reactivos disminuye exponencialmente con el tiempo.

(O.Q.N. Santander 2019)

a) Falso. Las ecuaciones de velocidad para reacciones de orden 1 y 2 son, respectivamente:

$$v = k\,[\mathrm{A}] \qquad\qquad v = k\,[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]$$

En ambos casos, la velocidad de la reacción depende de la concentración de los reactivos.

b) **Verdadero**. La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 1 es:

$$\ln[\mathrm{A}] = \ln[\mathrm{A}]_0 - k\,t \qquad \text{(orden 1)}$$

El periodo de semirreacción (cuando $[\mathrm{X}] = ½\,[\mathrm{X}]_0$) se obtiene sustituyendo en la ecuación:

$$\ln\frac{[\mathrm{A}]_0/2}{[\mathrm{A}]_0} = -\,k\,t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{\ln 2}{k}$$

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 2 es:

$$\frac{1}{[\mathrm{A}]} - \frac{1}{[\mathrm{A}]_0} = k\,t$$

El periodo de semirreacción (cuando $[A] = ½\ [A]_0$) se obtiene sustituyendo en la ecuación:

$$\frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = k\ t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{1}{k\ [A]_0}$$

c) Falso. La catálisis no depende del orden de reacción.

d) Falso. Según se ha visto en el apartado b), para una reacción de orden 1, la variación de la concentración de los reactivos con el tiempo es exponencial; mientras que, para una de orden 2 es lineal.

La respuesta correcta es la **b**.

3.31. El etano se descompone a 700 °C siguiendo una cinética de primer orden con una constante de velocidad de $5{,}5\cdot10^{-4}\ s^{-1}$. El tiempo de vida media para esta reacción es:
a) 9,1 min
b) 15 min
c) 21 min
d) 30 min

(O.Q.L. Murcia 2020)

La ecuación que relaciona la constante de velocidad, k, y la vida media, $t_{½}$, para una reacción de primer orden es:

$$\ln 2 = k\ t_{½}$$

El tiempo de vida media de la reacción es:

$$t_{½} = \frac{\ln 2}{5{,}5\cdot10^{-4}\ s^{-1}} \cdot \frac{1\ min}{60\ s} = 21\ min$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.32. Un compuesto se descompone según una reacción de primer orden con una constante de velocidad $k = 0{,}00854\ s^{-1}$. Calcule la concentración después de 5,0 min para una concentración inicial de 1,2 M.
a) 0,010 M
b) 0,093 M
c) 0,92 M
d) 1,1 M

(O.Q.L. Valencia 2020)

En una reacción de primer orden la ecuación de velocidad integrada es:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -\ k\ t$$

La concentración de reactivo pasado el tiempo propuesto es:

$$\ln \frac{[A]}{1{,}2} = -\ (0{,}00854\ s^{-1}) \cdot (5{,}0\ min) \cdot \frac{60\ s}{1\ min} \qquad \rightarrow \qquad [A] = 0{,}093\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.33. El tiempo de vida media de una reacción química es:
a) El promedio de tiempo que tarda en finalizar la reacción.
b) El tiempo que tarda en formarse la mitad del producto.
c) El tiempo que tarda en consumirse la mitad del reactivo.
d) El promedio del tiempo que tarda en iniciarse la reacción.

(O.Q.L. Valencia 2020)

El tiempo de vida media de una reacción se define como:

"el tiempo que tarda en consumirse la mitad del reactivo"

La respuesta correcta es la **c**.

3.34. Cuando se estudia la velocidad de la reacción de descomposición de cierto compuesto se observa que el periodo de semirreacción varía con la concentración inicial del compuesto. Por tanto, se puede afirmar que el orden de la cinética de descomposición es:
a) Orden 0
b) Primer orden
c) Segundo orden
d) La información es insuficiente para decidir.

(O.Q.N. Valencia 2020)

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 0 es $[X] = [X]_0 - k\,t$

Para $t_{½}$ $\rightarrow$ $[X] = \dfrac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$\frac{[X]_0}{2} = k\,t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{[X]_0}{2k}$$

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 1 es $\ln[X] = \ln[X]_0 - k\,t$

Para $t_{½}$ $\rightarrow$ $[X] = \dfrac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$\ln\frac{[X]_0/2}{[X]_0} = -\,k\,t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{\ln 2}{k}$$

▪ La ecuación de velocidad integrada para una reacción de orden 2 es:

$$\frac{1}{[X]} - \frac{1}{[X]_0} = k\,t$$

Para $t_{½}$ $\rightarrow$ $[X] = \dfrac{[X]_0}{2}$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$\frac{2}{[X]_0} - \frac{1}{[X]_0} = k\,t_{½} \qquad \text{se obtiene} \qquad t_{½} = \frac{1}{k\,[X]_0}$$

Como se observa, $t_{½}$ no es constante ya que depende de $[X]_0$.

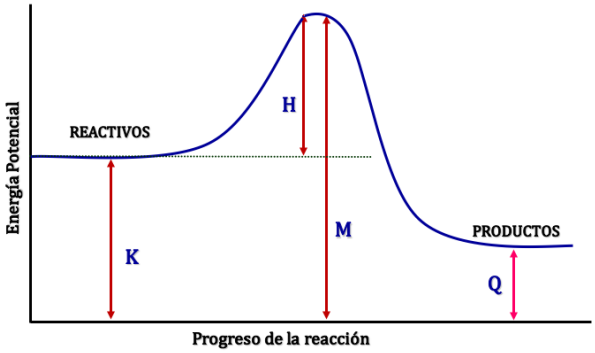
Tanto en las reacciones de orden 0 como en las de segundo orden, el tiempo de semirreacción depende de la concentración inicial, por tanto, si no se aporta información adicional sobre la cinética de la reacción no se puede decidir nada acerca del orden de la misma.

La respuesta correcta es la **d**.

4. TEORÍAS DE COLISIONES Y DEL ESTADO DE TRANSICIÓN

4.1. Diga, en la gráfica adjunta, que magnitud representa la energía de activación de una reacción:
a) H
b) K
c) Q
d) M

(O.Q.L. Asturias 1994)



La energía de activación, E_A, indica la barrera de energía que deben superar los reactivos para convertirse en productos.

De las magnitudes indicadas en la gráfica, la que representa la energía de activación de la reacción directa es H.

La respuesta correcta es la **a**.

4.2. En la reacción entre las sustancias X e Y se aprecia que algunos de los choques entre las partículas de X y las de Y no dan lugar a productos. ¿Cuál es la afirmación más adecuada para explicarlo?
a) El sistema ya ha alcanzado el equilibrio.
b) La energía de activación de la reacción inversa es muy baja.
c) Las partículas de X e Y no colisionan con la debida orientación.
d) El "complejo activado" es muy inestable.

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con la teoría de las colisiones, para que las partículas que colisionan den lugar a un producto, es necesario que choquen con suficiente energía cinética y la orientación adecuada.

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. Para la reacción:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl \qquad \Delta H = -22{,}1\ \text{kcal mol}^{-1} \text{ y } E_A = 50{,}0\ \text{kcal mol}^{-1}.$$

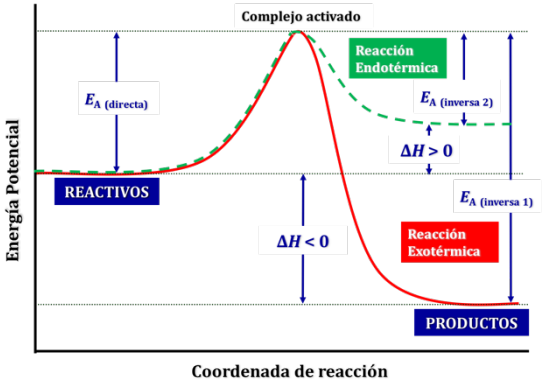
¿Cuál será la energía de activación de la siguiente reacción?

$$2\ HCl(g) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g)$$

a) 94,2 kcal mol^{-1}
b) 72,1 kcal mol^{-1}
c) 27,9 kcal mol^{-1}
d) 5,8 kcal mol^{-1}

(O.Q.L. Asturias 2001)

Como se observa en el diagrama de energía, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:



$$\Delta H = E_{A\ (directa)} - E_{A\ (inversa)}$$

En este caso:

$$-22{,}1\ \text{kcal mol}^{-1} = 50{,}0\ \text{kcal mol}^{-1} - E_{\text{A (inversa)}} \quad \rightarrow \quad E_{\text{A (inversa)}} = 72{,}1\ \text{kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.4. La teoría de los choques expresa algunas veces la velocidad de reacción, *v*, de la forma siguiente:

$$v = p\,Z\,e^{-E_A/RT}$$

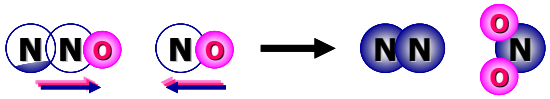
siendo *Z* la frecuencia de los choques, la exponencial, la probabilidad de que la energía de un choque sea igual o mayor que E_A y el factor estérico *p* proporciona una explicación de los choques:
a) Moleculares.
b) Con energía insuficiente.
c) Con energía suficiente.
d) Con orientación favorable.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El factor estérico *p* indica que solo los choques con orientación favorable dan lugar a la formación de productos. Por ejemplo, en la reacción:

$$N_2O(g) + NO(g) \rightarrow N_2(g) + NO_2(g)$$

Los choques con orientación favorable son:



Los choques con orientación desfavorable son:

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. La teoría de los choques para las reacciones químicas establece que:
a) En cada choque molecular tiene lugar una reacción química.
b) Solo se producen choques energéticos.
c) Las velocidades de reacción son del orden de las velocidades moleculares.
d) La velocidad es directamente proporcional al número de choques por segundo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La teoría de los choques dice que solo los choques que tengan la suficiente energía y orientación favorable dan lugar a la formación de productos.

La respuesta correcta es la **b**.

4.6. En una reacción química endotérmica se cumple que la:
a) Velocidad de reacción no se ve afectada por la temperatura.
b) Energía de activación de la reacción inversa es menor que la de la reacción directa.
c) Energía de activación de la reacción inversa es mayor que la de la reacción directa.
d) Energía de activación de la reacción directa aumenta cuanto más endotérmica es la reacción.
e) Energía de activación disminuye al aumentar la temperatura.
f) Energía de activación en ambas será la misma.
g) No se tiene información para afirmar nada respecto a la relación entre sus energías de activación.
h) Adición de un catalizador no afecta a la energía de activación.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Granada 2011) (O.Q.L. Galicia 2016)

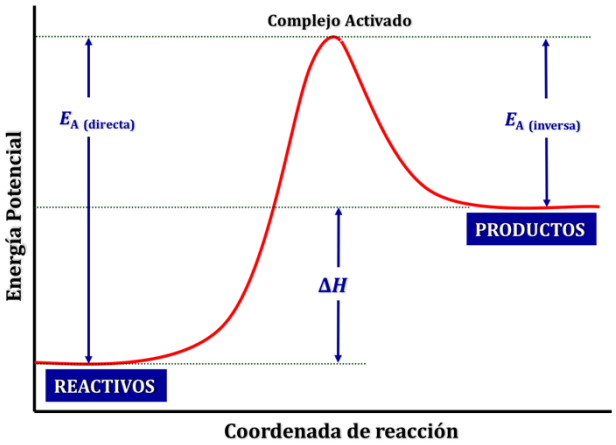
a) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

al aumentar la temperatura, aumenta la constante de velocidad y, por consiguiente, la velocidad de la reacción indistintamente de que la reacción sea exotérmica o endotérmica.

$$v = k\,[\mathrm{A}]^a$$

b) **Verdadero**. La imagen muestra el diagrama energético de una reacción endotérmica, de la que se deduce que, $E_{\mathrm{A\ (directa)}} > E_{\mathrm{A\ (inversa)}}$.



c) Falso. Como se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. De la imagen se deduce que, $\Delta H = E_{\mathrm{A\ (directa)}} - E_{\mathrm{A\ (inversa)}}$.

e) Falso. La energía de activación es uno de los parámetros cinéticos de la reacción y no depende de la temperatura.

f-g) Falso. Según se comprueba con el diagrama energético.

h) Falso. La adición de un catalizador disminuye por igual las energías activación de la reacción directa e inversa.

La respuesta correcta es la **b**.

4.7. En la reacción de combustión del carbón, este debe calentarse previamente, ¿por qué?
a) La reacción de combustión es endotérmica.
b) El número de moléculas que pueden sobrepasar la barrera de activación es mayor.
c) La reacción de combustión es exotérmica.
d) La reacción a temperatura ambiente no es espontánea.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

En la reacción de combustión, con el calentamiento previo de las moléculas de oxígeno y de los átomos de carbono se consigue que más partículas consigan la suficiente energía para superar la energía de activación del proceso que las convierta en dióxido de carbono.

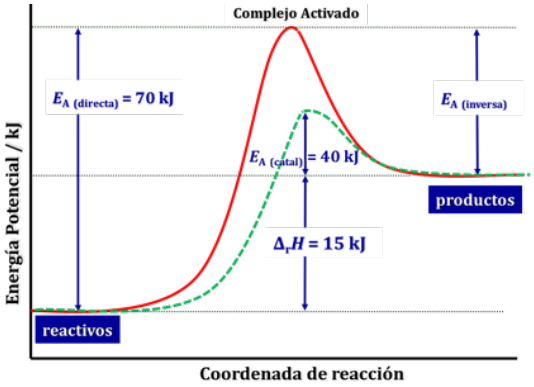
La respuesta correcta es la **b**.

4.8. En una reacción cuya $\Delta H = 15$ kJ tiene una energía de activación de 70 kJ. Si se introduce un catalizador la energía de activación baja a 40 kJ. ¿Cuánto vale ΔH para la reacción catalizada?
a) –15 kJ
b) 15 kJ
c) 45 kJ
d) –45 kJ
e) 50 kJ
f) –50 kJ

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

Como se observa en la imagen, la adición de un catalizador a la reacción disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa. La entalpía de la reacción es:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}} = 15 \text{ kJ}$$



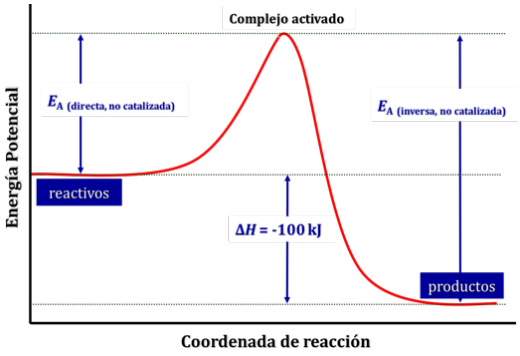
Si las energías de activación de ambas reacciones descienden lo mismo, la entalpía de la reacción no varía.

La respuesta correcta es la **b**.

4.9. Para una determinada reacción, $\Delta H = -100$ J mol^{-1}. Su energía de activación:
a) Debe ser igual y del mismo signo que ΔH.
b) Debe tener un valor positivo, independientemente del valor de ΔH.
c) Debe ser igual a la del proceso inverso cambiada de signo.
d) Aumentará con la temperatura, independientemente del valor de ΔH.
e) Es menor que la energía de activación del proceso inverso.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La siguiente imagen muestra el diagrama energético correspondiente a un proceso exotérmico.



a) Falso. La energía de activación representa el máximo de energía requerido para los reactivos se conviertan en productos, por tanto, $E_A > 0$ y en un proceso exotérmico, $\Delta H < 0$. Respecto a su valor absoluto, sí que sería posible que ambas energías fueran idénticas.

b) **Verdadero**. La energía de activación representa el máximo de energía requerido para los reactivos se conviertan en productos, por tanto $E_A > 0$ su valor no depende del valor de ΔH.

c) Falso. Como se observa en la imagen, la energía de activación de la reacción directa es siempre menor que la energía de activación de la reacción inversa:

$$E_{\text{A (directa)}} < E_{\text{A (inversa)}}$$

d) Falso. Tal como se muestra en la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la energía de activación, E_A, y el factor preexponencial o de frecuencia, k_0, son constantes específicas de cada reacción y no dependen de la temperatura.

e) **Verdadero**. Como se observa en la imagen, en un proceso exotérmico, la energía de activación de la reacción directa es siempre menor que la energía de activación de la reacción inversa:

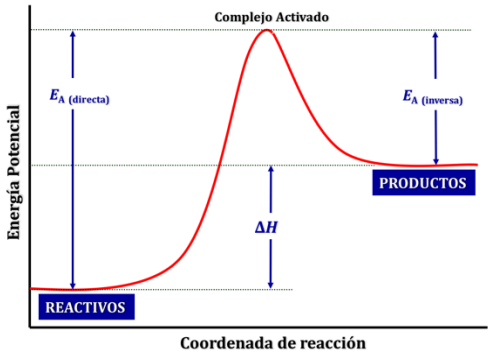
$$E_{\text{A (directa)}} < E_{\text{A (inversa)}}$$

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

4.10. Dada una reacción química que se puede producir tanto de forma directa como inversa y sabiendo que la reacción directa es endotérmica, se puede afirmar que:
a) La energía de activación de ambas será la misma.
b) La energía de activación de la inversa será menor que la directa.
c) No se tiene información para afirmar nada respecto a la relación entre sus energías de activación.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El diagrama energético correspondiente a una reacción endotérmica es:



Como se observa en la figura, $E_{A\ (directa)} > E_{A\ (inversa)}$.

La respuesta correcta es la **b.**

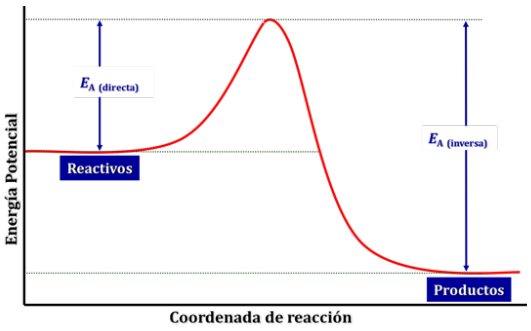
4.11. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
i) La energía de activación es la mínima energía para que reaccionen las moléculas.
ii) Las reacciones con pequeña energía de activación tienen lugar fácilmente.
iii) Las reacciones con alta energía de activación tienen lugar fácilmente.
a) i y iii
b) i
c) Ninguna
d) i y ii

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

i) **Verdadero**. La imagen muestra que la energía de activación representa la barrera de energía de deben superar los reactivos para convertirse en productos.

ii) **Verdadero**. Si, $E_{A\ (directa)}$ es baja, es fácil que los reactivos se transformen en productos.

iii) Falso. Si, $E_{A\ (directa)}$ es alta, es difícil que los reactivos se transformen en productos.



La respuesta correcta es la **d**.

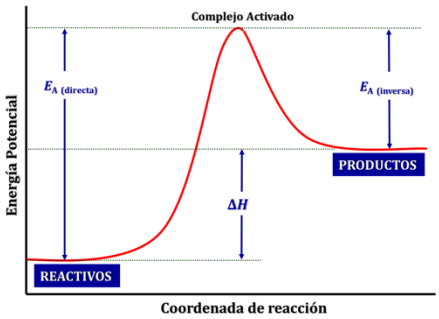
4.12. La reacción:

$$A + 2\ B \rightarrow C + 2\ D \qquad \Delta H = 25\ kJ$$

¿Cuál será el valor de la energía de activación?
a) –25 kJ
b) 25 kJ
c) Menos de 25 kJ
d) Más de 25 kJ

(O.Q.L. Murcia 2005)

El diagrama energético correspondiente a una reacción endotérmica es:



Como se observa en la figura, $E_{\text{A (directa)}} > \Delta_r H$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.13. Hace mucho tiempo que se quema la madera para calentarse. Sin embargo, si se quiere disponer de este calor, el paso previo es encender el fuego. Esto es debido a que a temperatura ambiente:
a) Las moléculas no pueden superar la energía de activación.
b) La reacción no es espontánea.
c) La reacción es espontánea.
d) La madera utilizada no está seca.

(O.Q.L. Murcia 2006)

Suponiendo que la madera es celulosa, a temperatura ambiente, las moléculas de celulosa y de oxígeno no tienen la suficiente energía para superar la energía de activación del proceso que las convierta en dióxido de carbono y agua.

La respuesta correcta es la **a**.

4.14. En la reacción A → B, la concentración de A desciende desde 10 mol L^{-1} en el instante inicial hasta 2,0 mol L^{-1} a los 50 s. Además, se determina que a presión y temperatura la reacción es espontánea y endotérmica. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Puesto que el proceso es endotérmico no puede ser espontáneo.
b) B tiene una estructura más ordenada que A.
c) La velocidad de desaparición de A es 1,6 mol L^{-1} s^{-1}.
d) La reacción directa e inversa tienen la misma energía de activación.
e) La energía de activación de A es menor que la energía de activación de B, ($E_A < E_B$).

(O.Q.L. Sevilla 2007)

a) Falso. El valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad \rightarrow \quad \text{proceso espontáneo}$$

proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo.

Para que esto ocurra en un proceso endotérmico, $\Delta H > 0$, es preciso que se cumpla que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$, y eso solo tiene lugar si aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, y la temperatura es elevada.

b) Falso. Tal como se ha justificado en el apartado anterior, si $\Delta S > 0$, entonces, $S_B > S_A$.

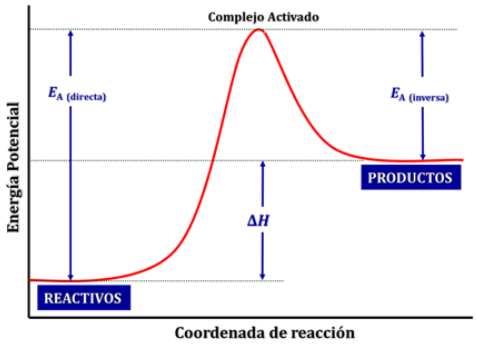
c) Falso. La velocidad de desaparición de A es:

$$v = -\frac{(10 - 2{,}0)\ \text{mol L}^{-1}}{50\ \text{s}} = 0{,}16\ \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

d) Falso. Como se deduce de la imagen correspondiente al diagrama energético de una reacción endotérmica:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}} > 0$$

y el valor, $E_{\text{A (directa)}} > E_{\text{A (inversa)}}$.



e) Falso. La propuesta carece de sentido ya que las especies no poseen energía de activación, este término se refiere a los procesos directo e inverso.

Ninguna respuesta es correcta.9.14

4.15. La información cinética para la reacción:

$C_2H_6 \leftrightarrows C_2H_4 + H_2 \qquad E_A = 58{,}0$ kcal

y para la reacción catalizada:

$C_2H_4 + H_2 \leftrightarrows C_2H_6 \qquad E_A = 10{,}7$ kcal

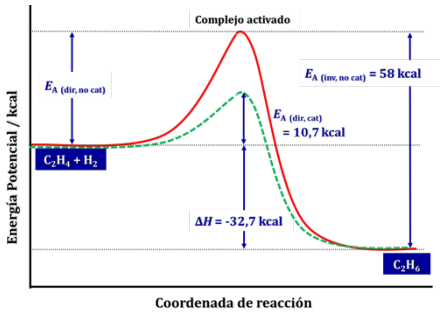
¿Cuál será la energía de activación para la reacción no catalizada?

a) 47,3 kcal
b) 68,7 kcal
c) 25,3 kcal
d) 40,7 kcal

(Datos. $\Delta_f H$ (kcal mol^{-1}): $C_2H_6 = -20{,}2$; $C_2H_4 = 12{,}5$).

(O.Q.L. Madrid 2007)

Con los datos proporcionados se puede dibujar el siguiente diagrama energético:



del que se deduce que:

$$\Delta H = E_{A\ (directa)} - E_{A\ (inversa)}$$

El valor de $E_{A\ (directa)}$ es:

$$E_{A\ (directa)} = 58{,}0\ \text{kcal} - [12{,}5 - (-20{,}2)]\ \text{kcal} = 25{,}3\ \text{kcal}$$

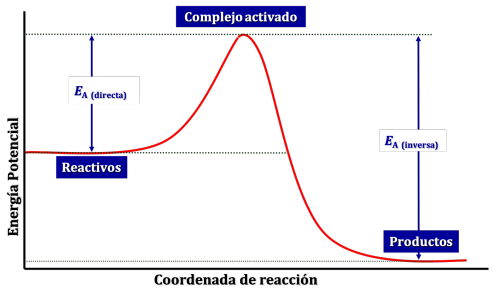
La respuesta correcta es la **c.**

4.16. La energía de activación puede definirse como:

a) La diferencia entre el contenido energético del complejo activado y el de los productos.
b) La diferencia entre el contenido energético del complejo activado y el de los reactivos.
c) La diferencia entre el contenido energético de los reactivos y el de los productos de la reacción.
d) La energía que se libera en la reacción.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. País Vasco 2009)

La siguiente imagen muestra el diagrama de energía de una reacción exotérmica.



En la misma, se observa que la energía de activación de la reacción directa representa la diferencia entre el contenido energético del complejo activado, compuesto intermedio de estructura compleja muy rico en energía, y el de los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

4.17. La energía de activación de una reacción química:
a) Es pequeña en las reacciones exotérmicas.
b) Es grande en las reacciones endotérmicas.
c) Es numéricamente igual a la ΔH de la reacción.
d) Es independiente de la ΔH de la reacción
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2007)

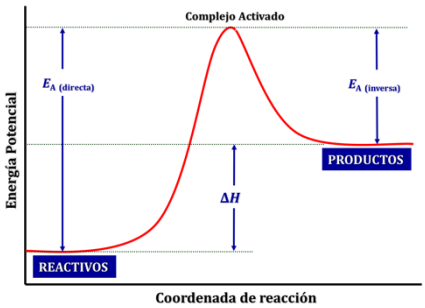
La energía de activación representa la barrera de energía de deben superar los reactivos para convertirse en productos y es independiente del valor de la entalpía de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

4.18. Para una reacción endotérmica, que se realiza en una sola etapa, se ha determinado el calor de reacción ($\Delta H = 100$ kJ). De los siguientes valores para la energía de activación, ¿cuál se puede descartar con seguridad?
a) 125 kJ
b) 150 kJ
c) 59 kJ
d) 102 kJ

(O.Q.L. Baleares 2008)

A la vista del siguiente diagrama de energía, la variación de entalpía de la reacción puede calcularse a partir de la expresión:



$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

Si se trata de un proceso endotérmico debe cumplirse que:

$$E_{\text{A (directa)}} > \Delta H$$

de lo que se deduce que el valor de 59 kJ es absurdo.

La respuesta correcta es la **c**.

4.19. Si para la reacción:
$$2\ NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g) \qquad E_A = 13\ \text{kJ y}\ \Delta H = -57\ \text{kJ}$$
a) El valor de la energía de activación para el proceso inverso valdrá 70 kJ.
b) Se trata de una reacción endotérmica.
c) Se puede asegurar que $v = k[NO_2]^{1/2}$.
d) Si se añade un catalizador la energía de activación no variará.

(O.Q.L. Murcia 2010)

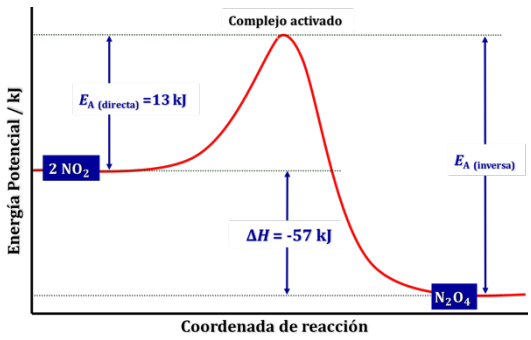
a) **Verdadero**. Como se deduce del diagrama de energía que muestra la imagen, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

En este caso:

$$-57\ \text{kJ} = 13\ \text{kJ} - E_{\text{A (inversa)}}.$$

Se obtiene, $E_{\text{A (inversa)}} = 70$ kJ.



b) Falso. Se trata de un proceso exotérmico ya que $\Delta H < 0$.

c) Falso. No se dispone de datos cinéticos para poder determinar la ecuación de velocidad.

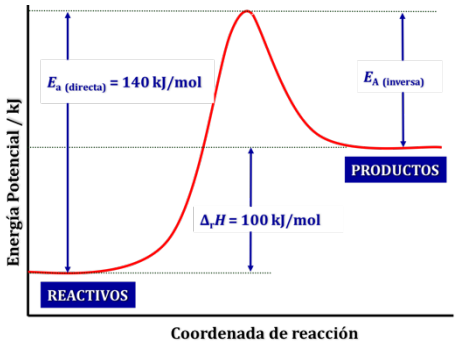
d) Falso. Según se observa en el diagrama de energías.

La respuesta correcta es la **a**.

4.20. Una reacción es endotérmica con una $\Delta H = 100$ kJ mol^{-1}. Si la entalpía de activación de la reacción directa es 140 kJ mol^{-1}, ¿cuál es la entalpía de activación de la reacción inversa?
a) 100 kJ mol^{-1}
b) 40,0 kJ mol^{-1}
c) 140 kJ mol^{-1}
d) 240 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

Como se observa en el diagrama de energía, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:



$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

En este caso:

$$100 \text{ kJ} = 140 \text{ kJ} - E_{\text{A (inversa)}}$$

$$E_{\text{A (inversa)}} = 40{,}0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.21. Para la reacción:
$CH_3CH_2Br \rightarrow CH_2{=}CH_2 + HBr$ $\Delta H = 75{,}24$ kJ mol^{-1} y $E_A = 234{,}08$ kJ mol^{-1}.
Con estos datos, se puede decir que:
a) Se trata de una reacción exotérmica.
b) Se trata de una reacción endogámica.
c) Se trata de una reacción de orden 1.
d) La energía de activación de la reacción inversa es 158,84 kJ mol^{-1}.

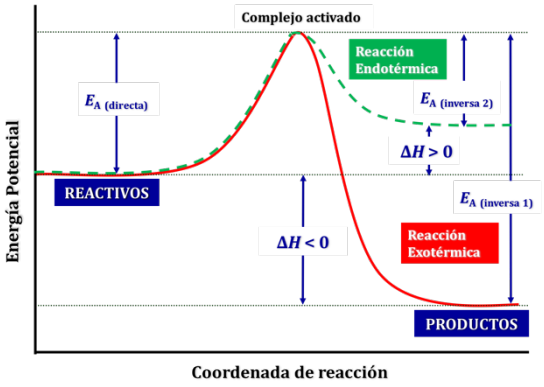
(O.Q.L. Murcia 2012)

a) Falso. Se trata de un proceso endotérmico ya que $\Delta H > 0$.

b) Falso. Se trata de una propuesta absurda.

c) Falso. No se dispone de datos cinéticos para poder determinar la ecuación de velocidad.

d) **Verdadero**. Como se observa en el diagrama de energía, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:



$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

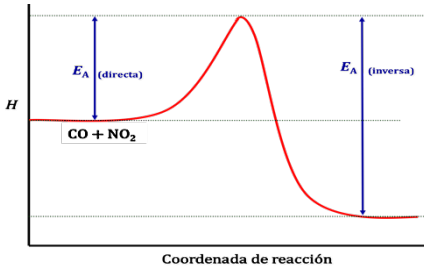
En este caso:

$$75{,}24 \text{ kJ} = 234{,}08 \text{ kJ} - E_{\text{A (inversa)}}$$

$$E_{\text{A (inversa)}} = 158{,}8 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.22. La entalpía de una reacción química, cuyo diagrama entálpico se presenta en la figura, es de –226 kJ y la energía de activación de la reacción inversa es 360 kJ. Se puede afirmar que la energía de activación de la reacción directa es:
a) –586 kJ
b) –134 kJ
c) 134 kJ
d) 586 kJ



(O.Q.L. Asturias 2012)

Como se observa en el diagrama de energía, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:

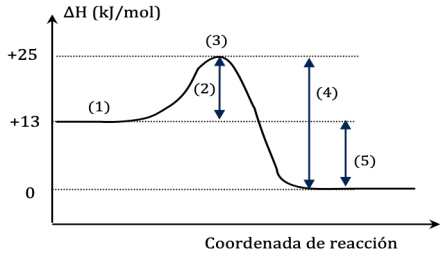
$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

En este caso:

$$-226\ \text{kJ} = E_{\text{A (directa)}} - 360\ \text{kJ} \quad \rightarrow \quad E_{\text{A (directa)}} = 134\ \text{kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.23. De las siguientes afirmaciones sobre el gráfico señale la que no es correcta:
a) 1 representa la energía de los reactivos.
b) 2 representa la energía de activación de la reacción directa y 4 la energía de activación de la reacción inversa.
c) 3 representa la energía del complejo activado.
d) 5 representa la energía absorbida por la reacción que es igual a 12 kJ mol^{-1}.



(O.Q.L. Asturias 2013)

a) Correcta. 1 representa la energía de los reactivos, 13 kJ mol^{-1}.

b) Correcta. 2 representa la energía de activación de la reacción directa, (25 – 13) = 12 kJ mol^{-1}.

4 representa la energía de activación de la reacción inversa, (25 – 0) = 25 kJ mol^{-1}.

c) Correcta. 3 representa la energía del complejo activado, (25 – 13) = 12 kJ mol^{-1}.

d) **Incorrecta**. 5 representa la energía liberada por la reacción, (13 – 25) = –12 kJ mol^{-1}.

La respuesta correcta es la **d**.

4.24. Para una reacción endotérmica que se realiza en una sola etapa se ha determinado que el calor de reacción vale 55 kJ. ¿Cuáles de los siguientes valores de energía de activación se pueden descartar con seguridad?

Experiencia	$E_{\text{A (directa)}}$ (kJ)	$E_{\text{A (inversa)}}$ (kJ)
1	15	70
2	45	10
3	60	5
4	75	20
5	85	25

a) 1
b) 2 y 5
c) 1, 2 y 5
d) 2, 3, 4 y 5

(O.Q.L. Asturias 2014)

Como se observa en el siguiente diagrama de energía, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre ambas energías de activación, directa e inversa:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

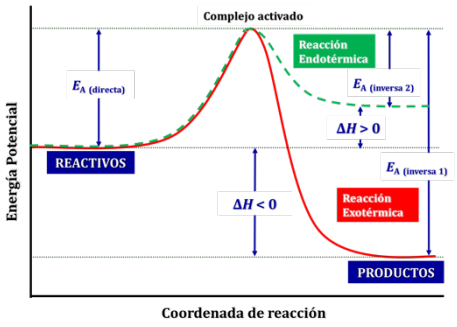
Experiencia 1: ΔH = 15 kJ – 70 kJ = –55 kJ

Experiencia 2: ΔH = 45 kJ – 10 kJ = 35 kJ

Experiencia 3: ΔH = 60 kJ – 5 kJ = 55 kJ

Experiencia 4: ΔH = 75 kJ – 20 kJ = 55 kJ

Experiencia 5: ΔH = 85 kJ – 25 kJ = 60 kJ



La respuesta correcta es la **c**.

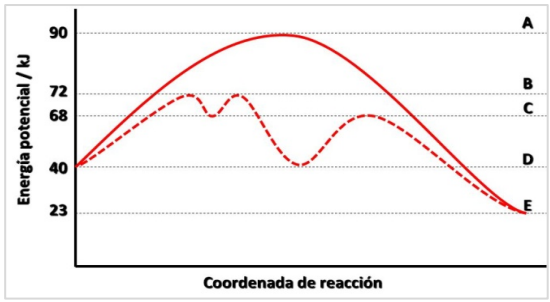
4.25. El carbono arde espontáneamente a temperatura ambiente en atmósfera de dioxígeno liberando una gran cantidad de calor. Sin embargo, a 25 °C, un montón de carbón rodeado de aire (que contiene un 21 % de dioxígeno), permanece aparentemente inalterable, sin reacción alguna. Esto puede deberse a:
a) La concentración de dioxígeno es pequeña para que comience a arder.
b) Se necesita la presencia de un catalizador (por ejemplo, el polvo de carbón) para que las colisiones de las moléculas de dioxígeno con el carbono tengan la orientación adecuada.
c) Se necesita un iniciador que haga que las colisiones sean eficaces.
d) Se necesita aportar una energía superior a la energía de activación para que comience la reacción.

(O.Q.L. Asturias 2016)

El que el carbono no reaccione con el oxígeno a temperatura ambiente es debido a que para que comience dicha reacción es necesario un aporte de energía superior a la energía de activación de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

4.26. En el siguiente diagrama de energía, la línea continua corresponde a la reacción no catalizada para la reacción D → E. Los valores de la entalpía de la reacción y de las energías de activación directa e inversa, expresadas en kJ mol^{-1}, son respectivamente:
a) 50, 23 y 50
b) –50, 67 y 23
c) 17, 67 y 50
d) –17, 50 y 67



(O.Q.L. Valencia 2017)

Como se deduce de la imagen, las energías de activación son:

$$E_{\text{A (directa)}} = (90 - 40) = 50 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{\text{A (inversa)}} = (90 - 23) = 67 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La entalpía de la reacción puede calcularse a partir de la siguiente expresión:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}} = (50 - 67) = -17 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

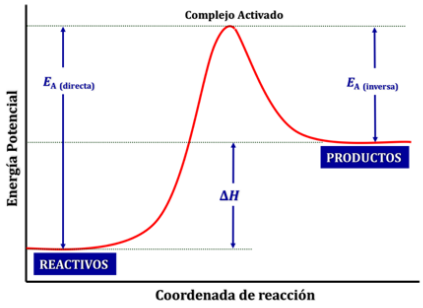
4.27. La energía de activación de una reacción química:
a) Es mínima en reacciones exotérmicas.
b) Es máxima en reacciones endotérmicas.
c) Es independiente del valor de ΔH de la reacción.
d) Se obtiene como cociente de $\Delta H / \Delta U$.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Como se deduce de la imagen correspondiente al diagrama energético de una reacción endotérmica:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}.$$

El valor de E_A es independiente del valor de ΔH de la reacción, es al revés, el valor de ΔH está determinado por los valores de $E_{\text{A (directa)}}$ y $E_{\text{A (inversa)}}$.



La respuesta correcta es la **c**.

4.28. Si el valor para la ΔH de una reacción es –80 kJ mol^{-1} y su energía de activación es 50 kJ mol^{-1}, la energía de activación de la reacción en sentido inverso será:
a) 50 kJ mol^{-1}
b) 30 kJ mol^{-1}
c) 130 kJ mol^{-1}
d) 80 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2018) (O.Q.L. La Rioja 2019)

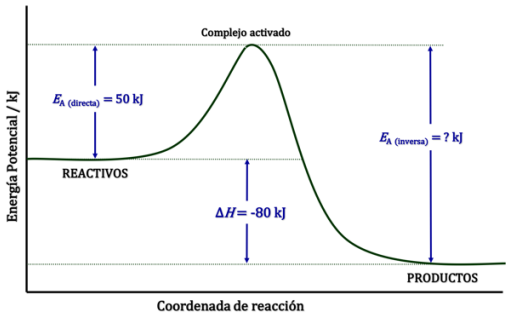
Como se deduce en el diagrama de energía que muestra la imagen, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre las energías de activación directa e inversa:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

En este caso:

$$-80\ \text{kJ mol}^{-1} = 50\ \text{kJ mol}^{-1} - E_{\text{A (inversa)}}$$

Se obtiene, $E_{\text{A (inversa)}} = 130\ \text{kJ mol}^{-1}$



La respuesta correcta es la **c**.

4.29. La reacción A + B → AB presenta una entalpía de reacción de –85 kJ mol^{-1} y una energía de activación de 120 kJ mol^{-1}. ¿Cuál será la energía de activación del proceso AB → A + B?
a) 35 kJ mol^{-1}
b) 85 kJ mol^{-1}
c) 120 kJ mol^{-1}
d) 205 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2019)

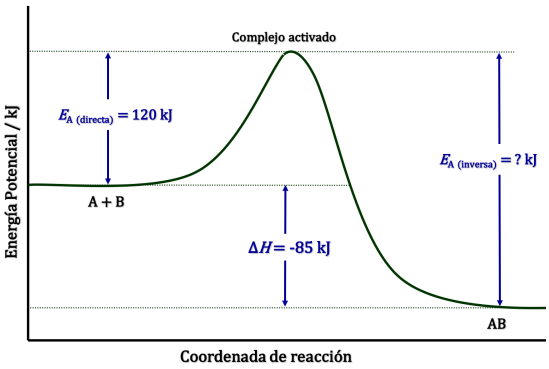
Como se deduce en el diagrama de energía que muestra la imagen, la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre las energías de activación directa e inversa:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

En este caso:

$$-85\ \text{kJ mol}^{-1} = 120\ \text{kJ mol}^{-1} - E_{\text{A (inversa)}}$$

Se obtiene, $E_{\text{A (inversa)}} = 205\ \text{kJ mol}^{-1}$



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2018).

4.30. ¿Cómo se denominan las especies químicas que se generan y se consumen a lo largo de las etapas que conforman el mecanismo de una reacción química?
a) Intermedios
b) Inhibidores
c) Catalizadores
d) Facilitadores

(O.Q.N. Valencia 2020)

Las especies químicas que aparecen en las etapas que constituyen un mecanismo de reacción y que se forman en algunas etapas pero que se consumen en las sucesivas son los llamados compuestos intermedios, que son muy inestables ya que almacenan mucha energía potencial.

La respuesta correcta es la **d**.

4.31. Al estudiar el perfil energético de una reacción química se observa que la energía de activación del proceso directo es mayor que la del proceso inverso. En consecuencia, se cumple que:
a) La reacción directa es endotérmica.
b) La reacción directa es exotérmica.
c) Ante un aumento similar de la temperatura, la reacción inversa se acelera proporcionalmente más que la reacción directa.
d) Con estos datos no puede saberse si la reacción es endotérmica o exotérmica.

(O.Q.N. Valencia 2020)

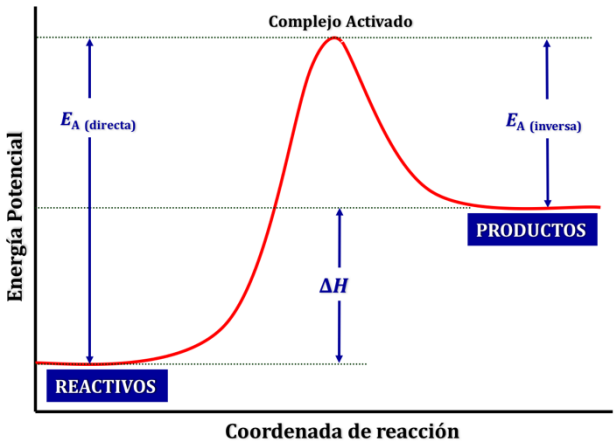
a) **Verdadero**. A la vista del diagrama de energía que muestra la imagen se deduce que la entalpía de la reacción se obtiene a partir de la diferencia entre las energías de activación directa e inversa:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

Como en este caso se cumple que:

$$E_{\text{A (directa)}} > E_{\text{A (inversa)}}$$

se trata de una reacción endotérmica,



b) Falso. Como se ha justificado en el apartado anterior.

c) Falso. Si el proceso es endotérmico, tal como se ha justificado en el apartado a), un aumento de la temperatura favorece que se acelere más la reacción directa que la inversa.

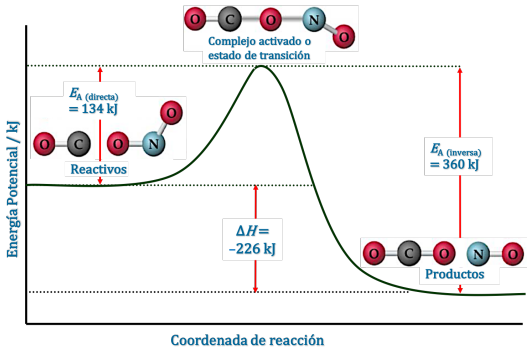
d) Falso. Se trata de una propuesta absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

4.32. La energía estándar de activación de una reacción es:
a) La diferencia de energía entre el estado basal de los productos y de los sustratos.
b) La diferencia de la entalpía menos la entropía del sistema
c) La energía basal de los sustratos en una reacción catalizada.
d) La energía libre adicional que han de alcanzar las moléculas para llegar al estado de transición.

(O.Q.L. Madrid 2020)

La energía de activación, E_A, es la energía que han de alcanzar los reactivos hasta llegar al estado de transición y convertirse en productos.



La respuesta correcta es la **d**.

5. DEPENDENCIA DE LA VELOCIDAD CON LA TEMPERATURA. ECUACIÓN DE ARRHENIUS

5.1. Al elevar la temperatura a la que se realiza una reacción química:
a) Aumenta la velocidad de la reacción si esta es endotérmica, pero disminuye si es exotérmica.
b) Aumenta la velocidad de la reacción, tanto si la reacción es exotérmica como endotérmica.
c) Disminuye la concentración de los reactivos y, a consecuencia de ello, la constante de velocidad.
d) Aumenta la velocidad media de las partículas y, con ella, la energía de activación.
e) Disminuye la energía de activación.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Cádiz 2008) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Cádiz 2018)

La velocidad de una reacción A → B, viene dada por la expresión:

$$v = k[\mathrm{A}]^n$$

La relación entre la constante de velocidad, k, y la temperatura viene dada por la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

a) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius, la constante de velocidad, k, aumenta al aumentar la temperatura, indistintamente, que la reacción sea endotérmica o exotérmica.

b) **Verdadero**. Según se ha visto en la opción anterior.

c) Falso. No existe relación entre el aumento de temperatura y la disminución de [reactivos].

d-e) Falso. Aunque al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media de las partículas, tanto la energía de activación, E_A, como el factor preexponencial o de frecuencia, k_0, son constantes específicas de cada reacción.

La respuesta correcta es la **b**.

5.2. Señale la proposición correcta:
a) A 25 °C y 1 atm, la energía cinética media de las moléculas de H_2 es mayor que la de las moléculas de N_2.
b) El orden de reacción no puede ser cero.
c) Un catalizador modifica el estado de equilibrio de una reacción aumentando el rendimiento de los productos.
d) La energía de activación de una reacción es independiente de la temperatura.
e) Conociendo la constante de velocidad de una reacción a dos temperaturas, se puede calcular la entalpía de dicha reacción.
f) La suma de los exponentes a los que se elevan todas las concentraciones de las sustancias que participan en la ecuación de velocidad de una reacción se denomina mecanismo de la reacción.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.N. Valencia 2011)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\overline{E_\mathrm{k}} = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) Falso. Sea, por ejemplo, la reacción, A + B + C → Productos, cuya ecuación de velocidad es*:*

$$v = k\ [\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b[\mathrm{C}]^c$$

en la que el orden de una reacción es igual a la suma $(a + b + c)$ que sí puede ser 0.

En una reacción más simple, A → Productos, la ecuación de velocidad es:

$$v = k\ [\mathrm{A}]^a$$

si la reacción es de orden cero $(a = 0)$, se cumple que:

$$v = k$$

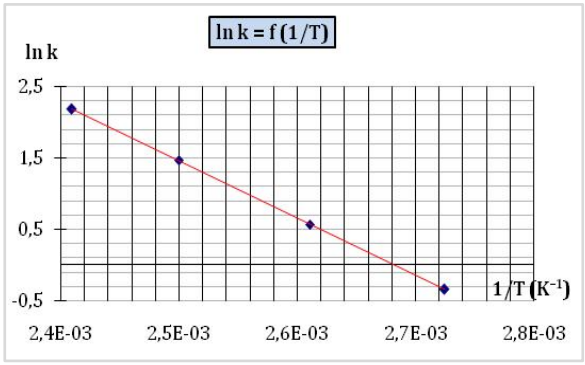
En este caso la velocidad de la reacción permanece constante a lo largo de toda la reacción.

c) Falso. Un catalizador no actúa sobre el estado de equilibrio de una reacción, su misión es disminuir la energía de activación de las reacciones directa e inversa haciendo que se consiga el equilibrio en menos tiempo, por tanto, no aumenta el rendimiento de los productos.

d) **Verdadero**. Tal como se muestra en la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la energía de activación, E_A, y el factor preexponencial o de frecuencia, k_0, son constantes específicas de cada reacción y no dependen de la temperatura.



Si se representa gráficamente ln k frente a $1/T$ se obtiene una recta cuya pendiente es $-E_A/R$ y cuya ordenada en el origen es ln k_0.

e) Falso. De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación, no su entalpía.

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

f) Falso. El mecanismo de una reacción es el conjunto de reacciones que hacen que los reactivos se transformen en productos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.3. En una reacción química, en la que k es la constante cinética y K la constante termodinámica, al aumentar la temperatura, siempre tiene que ocurrir que:
a) Aumentan k y K.
b) Disminuyen k y K.
c) En algunas reacciones K aumenta y en otras disminuye, pero k siempre aumenta.
d) En algunas reacciones k aumenta y en otras disminuye, pero K siempre aumenta.
e) La energía de activación aumenta.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a-b-d) Falso. Al aumentar la temperatura, la constante cinética, k, siempre aumenta, y la constante termodinámica, K, puede aumentar o disminuir según que la reacción sea endotérmica o exotérmica.

c) **Verdadero**. Al aumentar la temperatura la constante cinética, k, siempre aumenta, y la constante termodinámica, K, puede aumentar o disminuir según que la reacción sea endotérmica o exotérmica.

e) Falso. Tal como se muestra en la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la energía de activación, E_A, y el factor preexponencial o de frecuencia, k_0, son constantes específicas de cada reacción y no dependen de la temperatura.

Si se representa gráficamente ln k frente a $1/T$ se obtiene una recta cuya pendiente es $-E_A/R$ y cuya ordenada en el origen es ln k_0.

La respuesta correcta es la **c**.

5.4. La ecuación de velocidad de la reacción:

$$CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$$

a 300 °C es $v = k[NO_2]^2$ y a 400 °C $v = k[NO_2]^2\,[CO]$

¿Qué conclusión se puede sacar de estos datos?

a) Son falsas, pues la ecuación de velocidad para una reacción química siempre es la misma.

b) El mecanismo es distinto a 300 °C que a 400 °C.

c) A 300 °C la reacción es más rápida.

d) A 300 °C no reacciona el CO (g).

(O.Q.L. Asturias 2001)

La ecuación de velocidad de una reacción siempre es la misma, el único cambio que se puede producir es en el valor de la constante de velocidad, k, que sí que depende de la temperatura, tal como muestra la expresión de Arrhenius (1889) que relaciona la constante de velocidad con la energía de activación, la temperatura y los parámetros cinéticos.

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

De la misma se deduce que el valor de la constante de velocidad, k, aumenta si el valor de la temperatura aumenta.

La respuesta correcta es la **a**.

5.5. La velocidad de una determinada reacción aumenta en un factor de cinco cuando la temperatura asciende desde 5,0 °C hasta 27,0 °C. ¿Cuál es la energía de activación de la reacción?

a) 6,10 kJ mol^{-1}

b) 18,9 kJ mol^{-1}

c) 50,7 kJ mol^{-1}

d) 157 kJ mol^{-1}

e) 15,7 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La constante de velocidad es proporcional a la velocidad de reacción, por lo tanto, la relación entre velocidades es la misma que la relación entre constantes de velocidad, 5/1.

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln 5 = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{(5{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(27{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 50{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.6. La leche fresca se corta aproximadamente en 4 h a 28,0 °C pero tarda 48 h si está en el frigorífico a 5,0 °C. ¿Cuál es la energía de activación para que se corte la leche?

a) 32,6 kJ

b) –32,6 kJ

c) 9,04 kJ

d) 75,2 kJ

e) –75,2 kJ

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Galicia 2018)

La constante de velocidad es proporcional a la velocidad de reacción, y esta a su vez es inversamente proporcional al tiempo, por tanto, la relación entre las constantes de velocidad, k_2/k_1, es la relación inversa entre los tiempos de los experimentos, $(1/4)/(1/48) = 12$.

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln 12 = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(5{,}0+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(28{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 75{,}2\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2018 se dan otros datos numéricos).

5.7. Una reacción de primer orden del tipo: A → P, tiene una vida media ($t_{½}$) de 55,0 min a 25 °C y 6,00 min a 100 °C. ¿Cuál es la energía de activación para esta reacción?
a) –25,8 kJ mol^{-1}
b) –38,8 kJ mol^{-1}
c) 347 kJ mol^{-1}
d) 25,8 kJ mol^{-1}
e) 38,8 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación que relaciona la constante de velocidad, k, y la vida media, $t_{½}$, para una reacción de primer orden es:

$$\ln 2 = k\ t_{½}$$

Las constantes de velocidad a 25 °C y 100 °C son, respectivamente:

$$k_{25\,°C} = \frac{\ln 2}{55{,}0} = 0{,}0126\ \text{min}^{-1} \qquad k_{100\,°C} = \frac{\ln 2}{6{,}00} = 0{,}116\ \text{min}^{-1}$$

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln\left(\frac{0{,}116\ \text{min}^{-1}}{0{,}0126\ \text{min}^{-1}}\right) = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(100+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 27{,}4\ \text{kJ mol}^{-1}$.

Ninguna respuesta es correcta.

5.8. La ecuación de velocidad de la reacción, A → Productos, es $v = k$[A].
Indique cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta:
a) Si se añade un catalizador positivo al medio donde se produce la reacción, sin variar la temperatura, la constante de velocidad, *k*, no puede aumentar.
b) La velocidad de reacción y la constante de velocidad pueden ser iguales.
c) La constante de velocidad no se ve afectada por las concentraciones de A y de los productos.
d) La constante de velocidad se ve afectada por la temperatura.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La expresión de Arrhenius (1889) relaciona la constante de velocidad con la energía de activación y la temperatura:

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

a) **Falso**. Si se añade un catalizador disminuye la energía activación de la reacción. De acuerdo con la expresión de Arrhenius si la energía de activación disminuye, la constante k aumenta.

b) Verdadero. De acuerdo con la ecuación de velocidad, si [A] = 1 M, se cumple que, $v = k$.

c) Verdadero. De acuerdo con la expresión de Arrhenius la constante de velocidad solo depende del valor de la energía de activación y de la temperatura.

d) Verdadero. De acuerdo con la expresión de Arrhenius si la temperatura de la reacción aumenta, la constante k aumenta.

La respuesta correcta es la **a**.

5.9. En una reacción espontánea:
a) La velocidad de reacción aumenta al subir la temperatura.
b) La velocidad de reacción disminuye al subir la temperatura.
c) La velocidad de reacción no cambia al subir la temperatura.
d) La velocidad de reacción es demasiado alta para poder medirla.

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

al aumentar la temperatura, aumenta la constante de velocidad, k, lo que motiva que aumente la velocidad de la reacción:

$$v = k[\mathrm{A}]^n$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.10. Señale la proposición correcta:
a) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden parcial del reactivo respecto del que se expresa la velocidad.
b) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden total de reacción.
c) En la ecuación de Arrhenius, $k = A\,e^{-E_A/RT}$, A es el factor de frecuencia y tiene las mismas unidades de la constante de velocidad.
d) Las unidades de la constante de velocidad en una reacción de orden 2 son s^{-1}.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a-b) Falso. Las unidades de la velocidad, por definición, son mol L^{-1} s^{-1} y no dependen ni del orden parcial ni total de la reacción.

c) **Verdadero**. En la expresión de Arrhenius, el término $e^{-E_A/RT}$ carece de unidades por tratarse de una exponencial, por lo que las unidades de k y A, el factor preexponencial, deben ser las mismas.

d) Falso. La ecuación de velocidad correspondiente a una reacción de segundo orden es:

$$v = k[\text{reactivo}]^2$$

La expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{min}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1}\ \text{L}\ \text{min}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.11. Para las siguientes reacciones, se han determinado estos datos a 270 °C:

$CH_4 + Cl^\bullet \rightarrow HCl + CH_3^\bullet$ $\quad \Delta H = -4$ kJ $\quad E_A = 17$ kJ

$CH_4 + Br^\bullet \rightarrow HBr + CH_3^\bullet$ $\quad \Delta H = 63$ kJ $\quad E_A = 75$ kJ

¿Cómo será la fracción de colisiones efectivas a 270 °C?

a) Mayor para la segunda reacción.

b) Igual para ambas reacciones.

c) Mayor para la primera reacción.

d) No es posible deducirlo con estos datos.

(O.Q.L. Asturias 2004)

Teniendo en cuenta que ambas reacciones son a la misma temperatura, la mayor fracción de colisiones efectivas (mayor velocidad de reacción) corresponderá a la reacción que tenga mayor constante de velocidad:

$$v = k\ [\text{reactivos}]$$

Según la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad depende de la energía de activación, E_A, que indica la barrera de energía que deben superar los reactivos para convertirse en productos, y del factor preexponencial, k_0, que está relacionado con la probabilidad de que el choque entre partículas se produzca con energía suficiente y orientación adecuada:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

aunque se dispone de datos de energía de activación, se desconoce el valor del factor preexponencial y no se dispone de datos experimentales que permitan calcular su valor.

La respuesta correcta es la **d**.

5.12. Una vez encendido el fuego, la madera se quema hasta que se agota. Esto debe indicar que:

a) El valor de ΔG pasa de positivo a negativo una vez iniciado el proceso.

b) Al aumentar la temperatura cambia la velocidad de reacción.

c) Al ser una reacción exotérmica cambia la energía de activación.

d) La madera es de pino resinero.

(O.Q.L. Murcia 2006)

En la reacción de combustión de la madera se desprende calor, se trata de un proceso exotérmico. Este calor hace aumentar la temperatura del proceso por lo que de acuerdo con expresión de Arrhenius (1889), aumenta la constante de velocidad de la reacción, k:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

y, por consiguiente, la velocidad de la reacción:

$$v = k[\text{A}]^n$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.13. Si se desea modificar la constante de velocidad de una reacción, se puede recurrir a:

a) Modificar la concentración de los productos y reactivos.

b) Introducir un catalizador.

c) Variar el volumen del recipiente de la reacción.

d) Reducir la presión a temperatura constante.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Si se modifica el valor de [A] y de [P] sí que es cierto que se modifica la velocidad de la reacción, pero no se modifica la constante de velocidad.

b) **Verdadero**. La adición de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción lo que modifica la constante de velocidad. De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

al cambiar la energía de activación de la reacción, cambia la constante de velocidad de la misma.

c-d) Falso. Si se varía el volumen del recipiente o la presión en el interior del mismo, se modifica el valor de [A] y de [P], que modifican la velocidad de la reacción, pero no se modifica la constante de velocidad.

La respuesta correcta es la **b**.

5.14. Si dos reacciones tienen la misma energía de activación:
a) Sus constantes de velocidad pueden ser distintas incluso a la misma temperatura.
b) Sus constantes de velocidad serán siempre distintas independientemente de la temperatura.
c) Sus constantes de velocidad serán siempre iguales.
d) Sus constantes de velocidad serán iguales si la temperatura es la misma.

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Málaga 2020)

De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

el valor de constante de velocidad, k, depende no solo del valor de la energía de activación, E_A, sino que para una determinada temperatura, también depende del factor de frecuencia, k_0. Por tanto, aunque dos reacciones tengan el mismo valor de E_A, si tienen diferente valor de k_0 tendrán diferente valor de k a una determinada temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

5.15. En la siguiente reacción: A + B → C + D, en la que la ley de velocidad es de orden 2 respecto a la sustancia A, siendo el orden global 2. El sistema puede ser sometido a los siguientes cambios:
1. Un aumento de la concentración de A.
2. Un aumento de la concentración de B.
3. Un aumento de la temperatura.
¿Cuál o cuales de los cambios propuestos aumentará la velocidad de la reacción?
a) 1 y 2
b) 3
c) 1 y 3
d) 1, 2 y 3
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. País Vasco 2011)

La ecuación de velocidad es:

$$v = k\ [A]^2$$

1) Si aumenta [A] el valor de la velocidad aumenta.

2) Si aumenta [B] el valor de la velocidad permanece constante.

3) De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889), si aumenta la temperatura, aumenta el valor de k:

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

y si aumenta el valor de k también aumenta la velocidad.

La respuesta correcta es la **c**.

5.16. Para una reacción química:
a) La energía de activación es independiente de la temperatura, pero varía con la presencia de un catalizador.
b) La velocidad de reacción puede aumentar o disminuir dependiendo del signo de la energía de activación.
c) Las unidades de la velocidad dependen del orden la reacción.
d) Las unidades de la constante de velocidad son siempre mol L^{-1} s^{-1}.
e) Si la ecuación de velocidad es, $v = k[A][B]^2$, indica que las unidades de la constante de velocidad son L mol^{-1} s^{-1}.

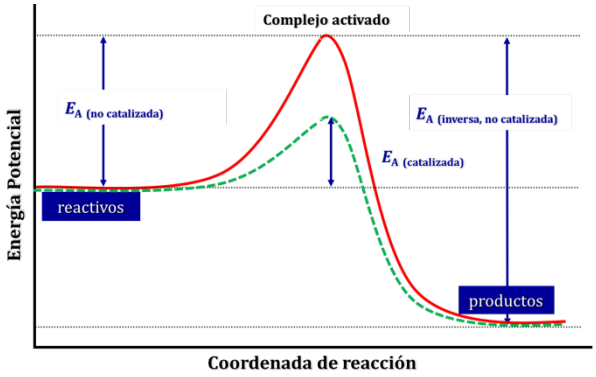
(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) **Verdadero**. De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889), la energía de activación, E_A, y el factor preexponencial, k_0, son los llamados parámetros cinéticos de la reacción que son independientes de la temperatura:

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Sin embargo, tal como la muestra la imagen, la adición de un catalizador hace disminuir la energía de activación de la reacción, lo que hace aumentar la velocidad de la misma.

b) Falso. Como puede apreciarse en la imagen, la energía de activación representa la barrera de energía que deben vencer los reactivos para convertirse en productos y es siempre positiva.



c) Falso. La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo. Las unidades de la velocidad son mol L^{-1} s^{-1} y no dependen del orden de reacción.

d) Falso. Tal como se ha demostrado en el apartado c) las unidades de la constante de velocidad dependen del orden total de la reacción.

e) Falso. Para esa reacción la expresión de la constante de velocidad y sus unidades son:

$$k = \frac{v}{[A][B]^2} \qquad \text{las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{L}^2\ \text{mol}^{-2}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.17. ¿Cuáles de estos factores afectan al valor de la constante cinética de una reacción?
I) temperatura II) concentraciones de reactivos III) uso de catalizadores
a) I
b) II
c) I y III
d) I, II y III

(O.Q.L. La Rioja 2009)

I) **Verdadero**. De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la constante cinética, k, depende de la temperatura y de los parámetros cinéticos de la reacción, k_0, factor preexponencial y E_A, energía de activación.

II) Falso. Es la velocidad de una reacción la que depende de la constante cinética, k, y de las concentraciones de las especies reaccionantes de acuerdo con ecuación cinética:

$$v = k[\text{reactivo}]^a$$

siendo, $a =$ orden parcial respecto a dicho reactivo.

III) **Verdadero**. El uso de catalizadores modifica velocidad de una reacción ya que hace disminuir la energía de activación de la misma, por tanto, de acuerdo con expresión de Arrhenius, también afecta al valor de la constante cinética.

La respuesta correcta es la **c**.

5.18. La velocidad de una reacción a 75,0 °C es 30 veces más rápida que a 25,0 °C. ¿Cuál es la energía de activación para dicha reacción?
a) 58,6 kJ mol^{-1}
b) 25,5 kJ mol^{-1}
c) 7,05 kJ mol^{-1}
d) 1,51 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2009)

La constante de velocidad es directamente proporcional a la velocidad de reacción, por tanto, la relación entre velocidades es la misma que la relación entre constantes de velocidad, 30/1.

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_\text{A}}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln 30 = \frac{E_\text{A}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{(25{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(75{,}0 + 273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_\text{A} = 58{,}7\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

5.19. La velocidad de una reacción:
a) Aumenta al subir la temperatura si $\Delta H > 0$.
b) Disminuye al subir la temperatura si $\Delta S > 0$.
c) Es un parámetro que no se puede medir.
d) Aumenta cuanto más negativo sea el valor de ΔG.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura, independientemente de cual sea el valor de ΔH, de acuerdo con expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\text{A}}{RT}\right)$$

siendo, $k_0 =$ factor preexponencial y $E_\text{A} =$ energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

b-d) Falso. La velocidad de una reacción no depende de los valores de ΔS y ΔG.

c) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

5.20. Si para una reacción la constante de velocidad se duplica cuando la temperatura aumenta desde 15,0 °C a 25,0 °C. ¿Cuál debe ser el valor de la energía de activación?
a) 487,88 kJ mol^{-1}
b) 49,5 kJ mol^{-1}
c) 243,94 kJ mol^{-1}
d) 975,76 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2011)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación cuando la constante de velocidad se duplica es:

$$\ln 2 = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(15{,}0+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 49{,}5\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.21. Si la constante de velocidad de una reacción se triplica cuando la temperatura aumenta desde 25,0 °C a 35,0 °C, ¿cuál será el valor de la energía de activación?
a) 799 J mol^{-1}
b) 83,8 J mol^{-1}
c) 83,8 kJ mol^{-1}
d) 8,35 kJ mol^{-1}
e) 20,0 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación cuando la constante de velocidad se triplica es:

$$\ln 3 = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(35{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 83{,}9\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2011).

5.22. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
a) La velocidad de la reacción varía exponencialmente con la temperatura.
b) La constante cinética de la ecuación de velocidad depende del catalizador.
c) Las unidades de la constante de velocidad no dependen de la ecuación cinética.
d) Las unidades de la constante de velocidad para esta reacción son mol L s^{-1}.

(O.Q.L. Madrid 2012)

a) Falso. De acuerdo con expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad varía exponencialmente con la temperatura.

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

y como la velocidad de la reacción es directamente propocional a la constante de cinética, k:

$$v = k[\mathrm{A}]^a$$

se puede afirmar que la velocidad de la reacción varía exponencialmente con el inverso de la temperatura.

b) **Verdadero**. Según se ha visto en la expresión de Arrhenius, la constante cinética, k, depende de la energía de activación, E_A, y los catalizadores disminuyen el valor de este parámetro de la reacción.

c) Falso. Como se observa en la ecuación general de velocidad para una determinada reacción:

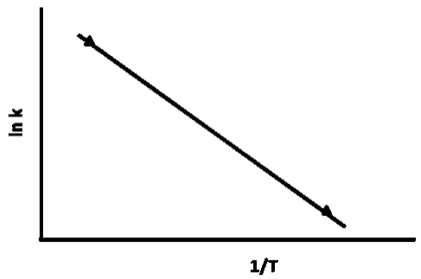
$$v = k[\mathrm{A}]^a[\mathrm{B}]^b$$

el valor de la constante cinética, k, depende de los valores de a y b, que son los órdenes parciales respecto a los reactivos A y B.

d) Falso. Las unidades de la velocidad son mol $\mathrm{L^{-1}}$ $\mathrm{s^{-1}}$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.23. El valor de la constante específica de velocidad, *k*, para una reacción ha sido determinada a dos temperaturas distintas realizándose la siguiente representación.
La relación entre la pendiente de la recta y la energía de activación, E_A es:
a) E_A
b) $-E_\mathrm{A}$
c) $-E_\mathrm{A}/R$
d) $E_\mathrm{A}\ R$



(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.N. El Escorial 2017)

Tal como se muestra en la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

la energía de activación, E_A, y el factor preexponencial o de frecuencia, k_0, son constantes específicas de cada reacción y no dependen de la temperatura.

Si se representa gráficamente ln k frente a $1/T$ se obtiene una recta cuya pendiente es, $-E_\mathrm{A}/R$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.24. La constante de velocidad para la reacción de primer orden correspondiente a la deshidratación del alcohol t-butílico a 500 °C es de $1{,}20\cdot10^{-4}$ $\mathrm{s^{-1}}$. Si la constante de velocidad es $6{,}80\cdot10^{-3}$ $\mathrm{s^{-1}}$ a 600 °C, la energía de activación de la reacción es:
a) –227 kJ mol^{-1}
b) 227 kJ mol^{-1}
c) 318 kJ mol^{-1}
d) 100 kJ mol^{-1}
e) 75,7 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Alicante 2013)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_\mathrm{A}}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln\left(\frac{6{,}80\cdot10^{-3}\ \mathrm{s^{-1}}}{1{,}20\cdot10^{-4}\ \mathrm{s^{-1}}}\right) = \frac{E_\mathrm{A}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}K^{-1}}}\cdot\left(\frac{1}{(500+273{,}15)\ \mathrm{K}} - \frac{1}{(600+273{,}15)\ \mathrm{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 226\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012 y otras).

5.25. Se estima que la velocidad de una reacción química se duplica al incrementar 10 °C su temperatura. Por tanto, si una determinada reacción se inicia a 20 °C con una velocidad *v*, cuando el sistema se calienta hasta 40 °C, se velocidad deberá ser:
a) $2v$
b) $3v$
c) $4v$
d) $8v$

(O.Q.L. Murcia 2013)

La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k:

$$v = k\ [\text{reactivos}]^a$$

Según la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad depende de la temperatura:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción. No obstante, como se puede observar en la expresión anterior, las variaciones tanto de la constante de velocidad como de la velocidad, no son lineales.

No obstante, para algunas reacciones, se ha encontrado que por cada 10 °C que aumente la temperatura la velocidad de la reacción se duplica. Por tanto, para este caso, la velocidad debe hacerse 4 veces mayor.

La respuesta correcta es la **c**.

5.26. Ya que se puede encender fácilmente una astilla de madera es posible decir que la energía de activación de la reacción:
a) Es muy pequeña.
b) Depende de la temperatura.
c) No depende de la energía liberada.
d) Muestra que la variación de entropía es negativa.

(O.Q.L. Murcia 2013)

El que se pueda encender fácilmente una astilla de madera quiere decir que la energía de activación del proceso de transformación de la madera (celulosa) en dióxido de carbono y agua es muy pequeña.

La respuesta correcta es la **a**.

5.27. Para una determinada reacción, la velocidad se hace el doble cuando la temperatura aumenta desde 10,0 °C a 18,0 °C. ¿Cuál es la energía de activación de dicha reacción?
a) $4{,}04\cdot10^{-4}\ \text{J mol}^{-1}$
b) $-40{,}4\cdot10^{-4}\ \text{J mol}^{-1}$
c) $-59{,}32\ \text{J mol}^{-1}$
d) $59{,}32\ \text{kJ mol}^{-1}$
e) $585{,}10\ \text{kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

La constante de velocidad es directamente proporcional a la velocidad de reacción, por lo tanto, la relación entre velocidades es la misma que la relación entre constantes de velocidad, 2/1.

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1}=\frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación cuandola velocidad se duplica es:

$$\ln 2=\frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(10{,}0+273{,}15)\ \text{K}}-\frac{1}{(18{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 59{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en La Rioja 2009 y 2011 y otras).

5.28. Una reacción de primer orden tiene una vida media, $t_{½}$, de 46,2 min a 25,0 °C y 2,60 min a 102 °C. La energía de activación de la reacción (kJ mol^{-1}) es:
a) 3.518
b) –34,69
c) 34,69
d) 4,35
e) –4,35

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación que relaciona la constante de velocidad y la vida media para una reacción de primer orden es:

$$\ln 2 = k\ t_{½}$$

Las constantes de velocidad a 25 °C y 102 °C son, respectivamente:

$$k_{25\,°C}=\frac{\ln 2}{46{,}2\ \text{min}}=0{,}0150\ \text{min}^{-1}\qquad k_{102\,°C}=\frac{\ln 2}{2{,}60}=0{,}267\ \text{min}^{-1}$$

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1}=\frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1}-\frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln\left(\frac{0{,}267\ \text{min}^{-1}}{0{,}0150\ \text{min}^{-1}}\right)=\frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25{,}0+273{,}15)\ \text{K}}-\frac{1}{(102+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 34{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003).

5.29. El metanol se obtiene por hidrogenación del monóxido de carbono, según:

$$CO(g) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g) \qquad \Delta H = -125\ \text{kJ mol}^{-1}$$

De esta reacción se puede asegurar que:
a) En presencia de un catalizador adecuado el equilibrio se verá desplazado a la derecha.
b) Se trata de un equilibrio heterogéneo.
c) Aún siendo exotérmica, su velocidad se incrementará al aumentar la temperatura.
d) Solo será espontánea a alta temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa y no tiene ningún efecto sobre el equilibrio.

b) Falso. Se trata de un equilibrio homogéneo en fase gaseosa ya que todas las especies tienen el mismo estado de agregación.

c) **Verdadero**. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción. No obstante, la velocidad aumenta independientemente de cual sea el valor de ΔH.

d) Falso. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$, pasa de más a menos moles de gas

Cuando la temperatura es suficientemente alta, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

5.30. Si se observa la velocidad de una reacción química a lo largo del tiempo, se puede comprobar que:
a) Será constante una vez iniciada la reacción, aunque varíe la temperatura.
b) La reacción puede autoacelerarse si es exotérmica.
c) Aumentará conforme se aproxime el final de la reacción.
d) Las reacciones químicas transcurren siempre a la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

siendo, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

b) **Verdadero**. Si la reacción es exotérmica, el calor desprendido en la misma hará que aumente la temperatura y con ello la constante de velocidad y la velocidad de la reacción.

c) Falso. Sea la reacción A → Productos, cuya ecuación de velocidad viene dada por la expresión:

$$v = k[\text{A}]$$

De acuerdo con la ecuación de velocidad propuesta, conforme avanza la reacción disminuye [A], por lo tanto, disminuye la velocidad de la reacción.

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **b**.

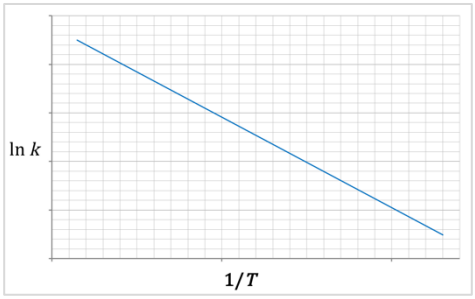
5.31. La ecuación de Arrhenius proporciona la dependencia de k con la temperatura:
$$k = k_0 \exp(-E_A/RT)$$
siendo: k = constante de velocidad, T = temperatura absoluta, R = constante de los gases, k_0 = factor preexponencial o factor de frecuencia y E_A = energía de activación.
Si se representa gráficamente ln k frente a $1/T$, se obtiene una recta cuya pendiente es:
a) k_0
b) $-E_A/R$
c) E_A/R
d) E_A/RT

(O.Q.L. Valencia 2016)

Aplicando logaritmos a la ecuación dada se obtiene:

$$\ln k = \ln k_0 - \frac{E_A}{RT}$$

Se observa que si se representa gráficamente $\ln k$ frente a $1/T$ se obtiene una recta cuya pendiente es $-E_A/R$.



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012).

5.32. Una reacción química con una energía de activación alta significa que:
a) Será lenta a temperatura ambiente.
b) Será rápida a temperatura ambiente.
c) No le influye la temperatura.
d) No se produce.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

En la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

aparecen, k_0 = factor preexponencial y E_A = energía de activación, los llamados parámetros cinéticos de la reacción.

La energía de activación representa la barrera de energía que deben superar los reactivos para convertirse en productos, y si esta es elevada quiere decir que la reacción es lenta a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **a**.

5.33. Los valores de la tabla recogidos para dos procesos químicos distintos:

Reacción	Energía de activación (kJ mol^{-1})	$\Delta_r H°$ (kJ mol^{-1})	$\Delta_r G°$ (kJ mol^{-1})
I	1,5	–3,0	–8,0
II	2,0	–1,5	–4,0

indican que la reacción I tiene una velocidad de reacción mayor que la reacción II, ya que:
a) Tiene menor energía de activación.
b) Tiene mayor energía de activación y menor energía de Gibbs.
c) Tiene menor energía de Gibbs y menor entalpía.
d) Tiene menor energía de Gibbs.

(O.Q.L. Asturias 2018) (O.Q.L. Asturias 2020)

La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k:

$$v = k\ [\text{reactivos}]$$

y de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la constante de velocidad aumenta al disminuir la energía de activación.

La respuesta correcta es la **a**.

5.34. Para la descomposición del N_2O_5, la energía de activación es 103,34 kJ mol^{-1}. A 27,0 °C la constante de velocidad de la reacción es 4,00·10^{-5} s^{-1}. ¿Cuál es la constante de velocidad a 37,0 °C?
a) 3,18·10^{-2} s^{-1}
b) 3,18·10^{-4} s^{-1}
c) 0,76·10^{-4} s^{-1}
d) 1,60·10^{-4} s^{-1}

(O.Q.N. Salamanca 2018)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

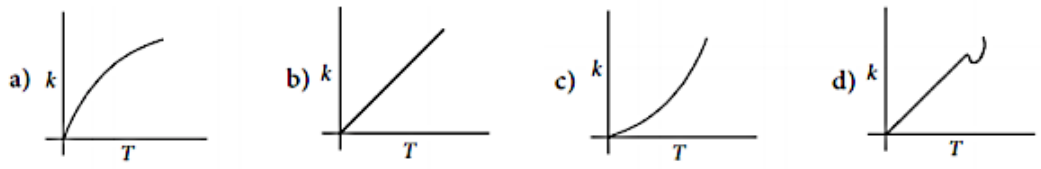
El valor de la constante de velocidad a 37 °C es:

$$\ln\left(\frac{k_{(37)}}{4{,}00\cdot10^{-5}\ \text{s}^{-1}}\right) = \frac{103{,}34\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(27{,}0+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(37{,}0+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $k_{(37)} = 1{,}52\cdot10^{-4}\ \text{s}^{-1}$.

Ninguna respuesta es correcta.

5.35. ¿Qué curva de las siguientes corresponde a la dependencia de la constante de velocidad, k, con la temperatura T de una reacción elemental que transcurre en una única etapa?

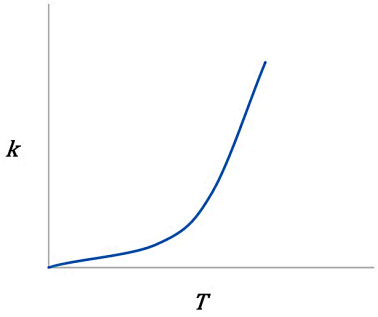


(O.Q.N. Santander 2019)

Una reacción elemental que transcurre en una única etapa es una reacción de orden 1 y de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889) la relación entre la constante de velocidad y la temperatura viene dada por la expresión:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

La representación gráfica de k frente a T proporciona una curva exponencial del tipo que muestra la imagen.



La respuesta correcta es la **c**.

5.36. A partir de la siguiente gráfica, calcule la constante de velocidad a 40 °C para la reacción:
$CH_3CH_2NO_2 \rightarrow C_2H_2 + HNO_2 + H_2$
a) $3{,}1\cdot10^{-18}\ \text{s}^{-1}$
b) $9{,}6\cdot10^{-15}\ \text{s}^{-1}$
c) $3{,}0\ \text{s}^{-1}$
d) $-8{,}3\cdot10^{5}\ \text{s}^{-1}$

(O.Q.L. Valencia 2019)

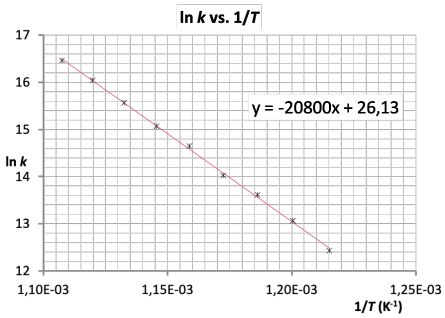
La expresión de Arrhenius (1889) muestra la dependencia de la constante de una reacción con la temperatura:

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Aplicando logaritmos a la ecuación dada se obtiene:

$$\ln k = \ln k_0 - \frac{E_A}{RT}$$

Si se representa gráficamente $\ln k$ frente a $1/T$ se obtiene una recta cuya ordenada es $\ln k_0$ y cuya pendiente es $-E_A/R$.



A partir de la gráfica se obtiene los parámetros cinéticos de esta reacción de primer orden:

- El valor de la ordenada es $\ln k_0 = 26{,}13 \rightarrow k_0 = 2{,}23\cdot10^{11}\ \text{s}^{-1}$

▪ El valor de la pendiente $-E_A/R = -20.800 \rightarrow E_A = 169\ \text{kJ mol}^{-1}$

El valor de la constante de velocidad a 40 °C es:

$$k_{(40)} = (2{,}23{\cdot}10^{11}) \cdot \exp\left(-\frac{169\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}} \cdot \frac{1}{(40+273{,}15)\ \text{K}}\right) = 3{,}07{\cdot}10^{-18}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.37. Dada la reacción, $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$; cuya ley de velocidad es $v = k[NO_2]^2$. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera?
a) La constante de velocidad depende de la temperatura.
b) La constante de velocidad no depende de temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
c) El orden total de la reacción es cuatro.
d) Las unidades de la constante de velocidad serán L mol s.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

---

a) **Verdadero**. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

la constante de velocidad depende de los parámetros cinéticos de la reacción, k_0 y E_A, y de la temperatura.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Falso. Sea, por ejemplo, la reacción, $A + B + C \rightarrow$ Productos, cuya ecuación de velocidad es:

$$v = k\ [A]^a[B]^b$$

en la que el orden de una reacción es igual a la suma $(a + b)$ que en este caso es 2.

d) Falso. La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[NO_2]^2} \qquad \text{y las unidades son} \qquad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1}\ \text{L s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.38. La constante de velocidad de la siguiente reacción química:
$H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$
es de 0,0234 $M^{-1}\ s^{-1}$ a 400 °C y de 0,750 $M^{-1}\ s^{-1}$ a 500 °C . La energía de activación de la reacción será:
a) 150 kJ mol^{-1}
b) 50,4 kJ mol^{-1}
c) 23,9 kJ mol^{-1}
d) 57,6 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln\left(\frac{0{,}750\ \text{M}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{0{,}0234\ \text{M}^{-1}\ \text{s}^{-1}}\right) = \frac{E_A}{8{,}31{\cdot}10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{(400+273{,}15)\ \text{K}} - \frac{1}{(500+273{,}15)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 150\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.39. La constante de velocidad de una reacción a 25,0 °C es 0,0346 s^{-1}. ¿Cuál es su constante de velocidad a 350 K, sabiendo que su energía de activación es 50,2 kJ mol^{-1}?
a) 0,0346 s^{-1}
b) 0,702 s^{-1}
c) 0,502 s^{-1}
d) 0,100 s^{-1}

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la constante de velocidad a 350 K es:

$$\ln\left(\frac{k_{(350)}}{0{,}0346\ s^{-1}}\right) = \frac{50{,}2\ kJ\ mol^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ kJ\ mol^{-1}\ K^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{(25{,}0+273{,}15)\ K} - \frac{1}{350\ K}\right)$$

Se obtiene, $k_{(350)} = 0{,}703\ s^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2018).

5.40. La reacción de descomposición del N_2O_5 en fase gaseosa sigue una cinética de primer orden:
$N_2O_5 \rightarrow NO_2 + NO_3$
A partir de los datos de la siguiente tabla, determine el valor de la constante de velocidad a 85 °C.

Experimento 1		Experimento 2		Experimento 3		Experimento 4	
298 K				328 K			
$p_{N_2O_5}$ (mmHg)	t(h)	$p_{N_2O_5}$ (mmHg)	t(h)	$p_{N_2O_5}$ (mmHg)	t(min)	$p_{N_2O_5}$ (mmHg)	t(min)
350	0	500	0	350	0	500	0
175	6,10	250	6,10	175	8,20	250	8,20

a) 1.178 h^{-1}
b) 117,8 h^{-1}
c) 11,8 h^{-1}
d) 1,1 h^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2019)

Se trata de una reacción de primer orden y la ecuación de velocidad integrada para la misma es:

$$\ln\frac{p_{N_2O_5}}{(p_{N_2O_5})_0} = -k\,t$$

El valor de la constante de velocidad a cada una de las temperaturas es:

$$k_{298} = \frac{\ln\left(\frac{350\ mmHg}{175\ mmHg}\right)}{6{,}10\ h} = 0{,}114\ h^{-1} \qquad k_{328} = \frac{\ln\left(\frac{500\ mmHg}{250\ mmHg}\right)}{8{,}20\ min}\cdot\frac{60\ min}{1\ h} = 5{,}07\ h^{-1}$$

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación es:

$$\ln\left(\frac{5{,}07}{0{,}114}\right) = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ kJ\ mol^{-1}K^{-1}}\cdot\left(\frac{1}{298\ K} - \frac{1}{328\ K}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 103\ \text{kJ mol}^{-1}$.

El valor de la constante de velocidad de 85 °C es:

$$\ln \frac{k_{358}}{0{,}114} = \frac{103\ \text{kJ mol}^{-1}}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{298\ \text{K}} - \frac{1}{(273+85)\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $k_{358} = 120\ \text{h}^{-1}$.

Ninguna respuesta es correcta.

5.41. Si la constante de velocidad, *k*, de una reacción se cuadruplica al pasar de 300 K a 310 K, ¿cuál será la energía de activación en kJ mol^{-1}?
a) 100,5
b) 22,34
c) 85,6
d) 107,2

(O.Q.L. Extremadura 2019)

De acuerdo con la ecuación de Arrhenius (1889), conociendo las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes, se puede obtener su energía de activación:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

El valor de la energía de activación cuando la constante de velocidad se cuadruplica es:

$$\ln 4 = \frac{E_A}{8{,}31\cdot10^{-3}\ \text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{300\ \text{K}} - \frac{1}{310\ \text{K}}\right)$$

Se obtiene, $E_A = 107\ \text{kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.42. Para la constante de velocidad que aparece en la ecuación de velocidad de una reacción química es cierto que:
a) Sus unidades dependen de la expresión de la ecuación de velocidad.
b) Representa la velocidad de reacción cuando todas las concentraciones de las sustancias que intervienen en la ecuación de velocidad son la unidad.
c) Disminuye al aumentar la energía de activación del proceso.
d) Todo lo anterior.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

a) **Cierto**. Sea la reacción: a A → Productos,

cuya ecuación de velocidad es:

$$v = k[\text{A}]^a$$

La expresión de la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^a} \quad \text{y las unidades son} \quad \frac{\text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^a} = \text{mol}^{(1-a)}\ \text{L}^{(a-1)}\ \text{s}^{-1}$$

Así, las unidades de la constante de velocidad de una reacción son:

$$\text{orden } 0 \rightarrow \text{mol L}^{-1}\ \text{s}^{-1} \qquad \text{orden } 1 \rightarrow \text{s}^{-1} \qquad \text{orden } 2 \rightarrow \text{L mol}^{-1}\ \text{s}^{-1}$$

y así sucesivamente, es decir, las unidades de la constante de velocidad dependen del orden de la reacción.

b) **Cierto**. Si las concentraciones molares de las sustancias implicadas en la ecuación de velocidad son la unidad coinciden los valores de la velocidad de la reacción, v, y su constante de velocidad, k.

c) **Cierto**. La expresión de Arrhenius (1889) relaciona la constante de velocidad con la energía de activación, la temperatura y los parámetros cinéticos.

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

de la que se deduce que el valor de la constante de velocidad, k, disminuye si el valor de la energía de activación, E_A, aumenta.

La respuesta correcta es la **d**.

5.43. En una determinada reacción, al pasar de 25 °C a 55 °C, la concentración inicial del reactivo se redujo a la mitad para mantener la velocidad de reacción. Si la energía de activación es de 37,6 kJ mol^{-1}, ¿Cuál será el orden total de la reacción?
a) 0
b) 1
c) 2
d) Para resolver el ejercicio es necesario el factor A de Arrhenius.

(O.Q.L. Madrid 2020)

La velocidad de la reacción viene dada por la ecuación:

$$v = k[\mathrm{A}]^n$$

A las temperaturas de 25 °C y 55 °C se cumple que para que las velocidades sean iguales [A] se hace la mitad:

$$k_1[\mathrm{A}]^n = k_2[\mathrm{A}/2]^n \qquad \rightarrow \qquad \frac{k_2}{k_1} = 2^n$$

La ecuación de Arrhenius (1889) permite obtener la relación entre las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Agrupando ambas ecuaciones se puede obtener el valor del orden de reacción, n:

$$n = \frac{37{,}6 \text{ kJ mol}^{-1}}{(8{,}31\cdot10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot \ln 2} \cdot \left(\frac{1}{(25 + 273{,}15) \text{ K}} - \frac{1}{(55 + 273{,}15) \text{ K}}\right) = 2{,}00$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.44. ¿Cuál de las afirmaciones es verdadera para la siguiente reacción?
$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$ $\quad \Delta H° = -241{,}82$ kJ mol^{-1}
a) La velocidad de esta reacción es más alta a temperaturas bajas.
b) Si $T_1 > T_2$ entonces las constantes de velocidad cumplen: $k_1 > k_2$.
c) La variación de la entropía de la reacción es positiva.
d) K_{eq} es la misma a cualquier temperatura.

(O.Q.L. Valencia 2020)

a) Falso. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k, y esta aumenta con la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

b) **Verdadero**. La ecuación de Arrhenius (1889) permite obtener la relación entre las constantes de velocidad de una reacción a dos temperaturas diferentes:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = \frac{E_A}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

por tanto, si $T_1 > T_2$ entonces se cumple que $k_1 > k_2$.

c) Falso. Para la reacción propuesta se cumple $\Delta S° < 0$ ya que existen más moles de gas en los reactivos que en los productos.

d) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico existe un valor de la constante de equilibrio para cada temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

5.45. La velocidad de reacción de una reacción química está influenciada directamente por:
a) La temperatura del proceso.
b) La espontaneidad de la reacción.
c) La entalpía de la reacción.
d) La fortaleza de los enlaces implicados en la reacción.

(O.Q.L. Asturias 2020)

La ecuación de velocidad de una reacción se puede escribir como:

$$v = k[\mathrm{A}]^n$$

La velocidad de la reacción depende de la constante de velocidad, k, que, según la expresión de Arrhenius (1889), depende de la temperatura.

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

La respuesta correcta es la **a**.

6. MECANISMOS DE REACCIÓN

6.1. El mecanismo propuesto para la descomposición del ozono mediante óxido nítrico es:

1) $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$

2) $O_3 + O_2 \rightarrow 2\ O_2 + O$

3) $NO_2 + O \rightarrow NO + O_2$

Se puede afirmar que:

a) La ecuación de velocidad será, $v = k[NO]\ [O_3]$

b) El mecanismo es imposible.

c) El NO actúa como catalizador.

d) La etapa determinante de la velocidad es la 3.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2005)

a) Falso. Sin datos cinéticos no se puede determinar cuál es la ecuación de velocidad.

b) Falso. El mecanismo propuesto es correcto.

c) **Verdadero**. Sumando las ecuaciones dadas se obtiene la ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$2\ O_3 \rightarrow 3\ O_2$$

Como se observa, el NO es una sustancia que no aparece en esta ecuación, lo que quiere decir que ni se consume ni se forma en la misma, por tanto, no se trata ni de un reactivo ni de un producto, sino que se comporta como un catalizador.

d) Falso. Sin conocer las constantes de velocidad no se puede determinar cuál es la etapa determinante.

La respuesta correcta es la **c**.

6.2. Para una determinada reacción química se propone el siguiente mecanismo:

$A + B \rightarrow C + D$

$3\ D \rightarrow 2\ E$

$2\ E + B \rightarrow 3\ A + F$

a la vista del mismo, se puede asegurar que:

a) A y B son reactivos, F es el único producto y C, D y E son especies intermedias.

b) D y E son catalizadores, A y B son reactivos y F es el único producto.

c) B es el único reactivo, A es un catalizador y los productos son C y F.

d) B es el único reactivo y los productos son A, C, E y F.

(O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Reescribiendo las ecuaciones químicas del proceso y sumándolas se obtiene la ecuación química correspondiente a la reacción global:

$$\left.\begin{array}{l} 3\ A + 3\ B \rightarrow 3\ C + 3\ D \\ 3\ D \rightarrow 2\ E \\ 2\ E + B \rightarrow 3\ A + F \end{array}\right\} \quad 4\ B \rightarrow 3\ C + F$$

De las reacciones parciales y de la reacción global, se deduce que:

- B es el único reactivo
- C y F son los productos
- A es un catalizador ya que se recupera íntegramente al final de la reacción

D y E son productos intermedios.

La respuesta correcta es la **c**.

6.3. En una reacción que se desarrolla en varias etapas, ¿cuál es la etapa que limita la velocidad de la reacción?
a) La primera
b) La última
c) La más rápida
d) La más lenta

(O.Q.L. Murcia 2002)

En un mecanismo de reacción, la etapa que determina la velocidad del proceso es la más lenta.

La respuesta correcta es la **d**.

6.4. El O_3 de la atmósfera protege a la tierra de la radiación ultravioleta, que podría ser peligrosa, absorbiéndola y emitiendo de nuevo la energía a una λ diferente. Se ha propuesto el siguiente mecanismo para la destrucción del O_3 debido al NO procedente de los gases de combustión del transporte supersónico:

$$NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$$
$$NO_2 + O \rightarrow NO + O_2$$

En este esquema el NO es:
a) Un producto de la reacción total.
b) Un inhibidor.
c) Un reactivo de la reacción total.
d) Un catalizador.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Cádiz 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$O_3 + O \rightarrow 2\ O_2$$

Como se observa, el NO es una sustancia que no aparece en esta ecuación, lo que quiere decir que ni se consume ni se forma en la misma, por tanto, no se trata ni de un reactivo ni de un producto.

Tampoco se trata de un inhibidor, ya que sin esta sustancia la reacción global no se produce, sin embargo, la presencia de esta sustancia favorece la reacción de descomposición del O_3, por tanto, el NO se comporta como un catalizador.

La respuesta correcta es la **d**.

6.5. El smog fotoquímico consiste, entre otros procesos, en la generación de radicales $OH^\bullet$ a través de la secuencia de reacciones (con todos los reactivos y productos en fase gaseosa)

$$2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2 \text{ (muy lento a concentraciones atmosféricas)}$$
$$NO_2 + h\nu \rightarrow NO + O^\bullet \text{ (plena luz solar)}$$
$$O^\bullet + H_2O \rightarrow 2\ OH^\bullet \text{ (muy rápida)}$$

a) La tercera etapa es la etapa determinante de la velocidad (e.d.v.).
b) El NO_2 es un catalizador.
c) El radical $O^\bullet$ es un inhibidor.
d) La primera etapa es la e.d.v.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$NO + O_2 + H_2O \rightarrow NO_2 + OH^\bullet$$

a) Falso. La etapa determinante de la velocidad es la más lenta. Para este mecanismo la etapa más lenta es la primera.

b) Falso. El NO_2 no es un catalizador ya que es un producto. En la segunda etapa solo se consume la mitad del que se produce en la primera.

c) Falso. Todo lo contrario, O• cataliza la tercera reacción que transcurre muy rápida.

d) **Verdadero**. La etapa determinante de la velocidad es la más lenta. Para este mecanismo la etapa más lenta es la primera.

La respuesta correcta es la **d**.

6.6. En relación con el llamado "smog fotoquímico" indique cuál de las siguientes propuestas es incorrecta:
a) Se debe, sobre todo, a los óxidos de nitrógeno generados por los automóviles.
b) Es típico de los días de niebla.
c) Contiene el ozono troposférico que es muy irritante.
d) Es un fenómeno característico de las grandes ciudades occidentales.

(O.Q.L. Madrid 2009)

La formación del smog fotoquímico en las grandes ciudades se debe a la presencia en el aire de óxidos de nitrógeno, NO_x, y compuestos orgánicos volátiles (COV) procedentes de las reacciones de combustión de los combustibles de automóviles:

$$NO_2(g) + h\nu \rightarrow NO(g) + O(g)$$

y del ozono troposférico originado a partir de oxígeno atmosférico y el O procedente de la reacción anterior:

$$O_2(g) + O(g) \rightarrow O_3(g)$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.7. La reacción $2\ NO_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2\ NO_2F(g)$ transcurre a través de las siguientes etapas elementales:

$NO_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2\ NO_2F(g) + F(g)$ (lenta)
$F(g) + NO_2(g) \rightarrow 2\ NO_2F(g)$ (rápida)

La ecuación de velocidad será de la forma:
a) $v = k[NO_2]\ [F]$
b) $v = k[NO_2]\ [F_2]$
c) $v = k[NO_2]^2\ [F_2]$
d) $v = k[NO_2]\ [F_2]^2$
e) $v = k[NO_2]^2\ [F_2]^2$

(O.Q.N. Oviedo 2014)

En un mecanismo de reacción la etapa más lenta es la determinante de la velocidad de la reacción. En este caso, el F(g) formado se consume en la segunda etapa tan rápidamente como se forma en la primera. Por lo tanto, es la primera etapa la determinante de la velocidad, que al ser una etapa elemental hace que la ecuación de velocidad de la reacción sea:

$$v = k\ [NO_2]\ [F_2]$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.8. Se sabe que la reacción: $2\ A + 3\ B \rightarrow D + E$, transcurre a través de las siguientes etapas:

$2\ A \rightarrow C$ Reacción 1 (lenta)
$C + 3\ B \rightarrow D + E$ Reacción 2 (muy rápida)

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
a) La reacción global es una reacción elemental.
b) La cinética de la reacción 2 determina la velocidad de la reacción global.
c) La velocidad de la reacción responde a la expresión, $v = -\Delta[D]/\Delta t$.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2016)

a) Falso. Si la reacción transcurre por etapas no puede tratarse de una reacción elemental.

b-c) Falso. Esa ecuación de velocidad es incorrecta. En un mecanismo de reacción la etapa más lenta es la determinante de la velocidad de la reacción. En este caso, la reacción 1, que al ser una etapa elemental hace que la ecuación de velocidad de la reacción sea:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^2$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.9. Considere el mecanismo propuesto para la destrucción del ozono en la estratosfera:

$$\mathrm{O_3 + Cl^\bullet \rightarrow ClO^\bullet + O_2}$$
$$\mathrm{ClO^\bullet + O_3 \rightarrow Cl^\bullet + 2\,O_2}$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el mecanismo es correcta?
a) $\mathrm{Cl^\bullet}$ es un catalizador.
b) $\mathrm{O_2}$ es un intermedio.
c) La cantidad de $\mathrm{O_2}$ producido es igual a la cantidad de $\mathrm{O_3}$ consumido.
d) Todas las anteriores son correctas.

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$2\,\mathrm{O_3} \rightarrow 3\,\mathrm{O_2}$$

a) **Verdadero**. Como se observa en la ecuación global, el $\mathrm{Cl^\bullet}$ es una especie que no aparece en esta ecuación, lo que quiere decir que ni se consume ni se forma en la misma, por tanto, no se trata ni de un reactivo ni de un producto, sin embargo, la presencia de esta sustancia favorece la reacción de descomposición del $\mathrm{O_3}$, por tanto, el $\mathrm{Cl^\bullet}$ se comporta como un catalizador.

b) **Verdadero**. El $\mathrm{O_2}$ que se obtiene en la primera reacción no se consume en la segunda, por tanto, el $\mathrm{O_2}$ se comporta como un intermedio.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), la cantidad de oxígeno de la reacción permanece constante, ya que la masa de $\mathrm{O_2}$ producido es igual a la masa de $\mathrm{O_3}$ consumido.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia de D. Juan 2004 y otras).

6.10. La reacción del dióxido de nitrógeno con el monóxido de carbono:

$$\mathrm{NO_2(g) + CO(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)}$$

ha sido estudiada y se ha propuesto el siguiente mecanismo:

$$\mathrm{NO_2(g) + NO_2(g) \rightarrow NO_3(g) + NO(g)} \quad \textbf{(lenta)}$$
$$\mathrm{NO_3(g) + CO(g) \rightarrow NO_2(g) + CO_2(g)} \quad \textbf{(rápida)}$$

¿Qué expresión de velocidad corresponde a este mecanismo?
a) $v = k[\mathrm{NO_2}]$
b) $v = k[\mathrm{NO_2}]\,[\mathrm{CO}]$
c) $v = k[\mathrm{NO_2}]^2$
d) $v = k[\mathrm{NO_2}]^2\,[\mathrm{CO}]$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

En un mecanismo de reacción la etapa más lenta es la determinante de la velocidad de la reacción. En este caso, el $\mathrm{NO_3(g)}$ formado se consume en la segunda etapa tan rápidamente como se forma en la primera. Por tanto, es la primera etapa la determinante de la velocidad, que al ser una etapa elemental hace que la ecuación de velocidad de la reacción sea:

$$v = k\,[\mathrm{NO_2}]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2014).

6.11. Para el proceso 2A + 2 B → X, la ley de velocidad es $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$. El mecanismo consistente con esta información es:

a) $\mathrm{B} + \mathrm{B} \rightarrow \mathrm{C}$ $\quad \mathrm{C} + \mathrm{A} \rightarrow \mathrm{X}$ (lenta)

b) $\mathrm{A} + \mathrm{B} \rightarrow \mathrm{C}$ (lenta) $\quad \mathrm{C} + \mathrm{B} \rightarrow \mathrm{X}$

c) $\mathrm{A} + \mathrm{A} \leftrightarrows \mathrm{C}$ $\quad \mathrm{B} + \mathrm{B} \leftrightarrows \mathrm{D}$ $\quad \mathrm{C} + \mathrm{D} \rightarrow \mathrm{X}$ (lenta)

d) $\mathrm{A} + \mathrm{B} \leftrightarrows \mathrm{C}$ $\quad \mathrm{B} + \mathrm{C} \rightarrow \mathrm{D}$ (lenta) $\quad \mathrm{D} + \mathrm{A} \rightarrow \mathrm{X}$

(O.Q.L. Asturias 2018)

Puesto que la cinética de un proceso viene controlada por la etapa lenta y/o los equilibrios, se puede escribir que:

a) Falso. La ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{C}]$.

b) Falso. La ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]$.

c) Falso. La ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{C}]\,[\mathrm{D}]$, además, las expresiones de las constantes de los dos equilibrios son:

$$K_1 = \frac{[\mathrm{C}]}{[\mathrm{A}]^2} \qquad K_2 = \frac{[\mathrm{D}]}{[\mathrm{B}]^2}$$

Despejando los valores de [C] y [D] de las expresiones anteriores y sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v = k[\mathrm{C}][\mathrm{D}] = k\,(K_1\,[\mathrm{A}]^2)\,(K_2\,[\mathrm{B}]^2) = k'\,[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]^2$$

d) **Verdadero**. La ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{B}]\,[\mathrm{C}]$, además, la expresión de la constante del equilibrio es:

$$K = \frac{[\mathrm{C}]}{[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]}$$

Despejando el valor de [C] de la expresión anterior y sustituyendo en la ecuación de velocidad se obtiene:

$$v = k[\mathrm{B}][\mathrm{C}] = k\,[\mathrm{B}]\,(K\,[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}] = k'\,[\mathrm{A}]\,[\mathrm{B}]^2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7. CATÁLISIS

7.1. La energía de activación de una reacción A → B + C experimenta un descenso neto de 40 kJ mol^{-1} si se realiza en presencia de una sustancia X y, en consecuencia:
a) Disminuye la velocidad de la reacción directa y aumenta la de la inversa.
b) Aumenta la velocidad de las reacciones directa e inversa.
c) X es un catalizador negativo.
d) La energía de activación de la reacción inversa aumenta en 40 kJ.

(O.Q.L. Asturias 1996)

Si desciende la energía de activación de una reacción por la presencia de una sustancia X quiere decir que esta sustancia es un catalizador que provoca el aumento de las velocidades de las reacciones directa e inversa.

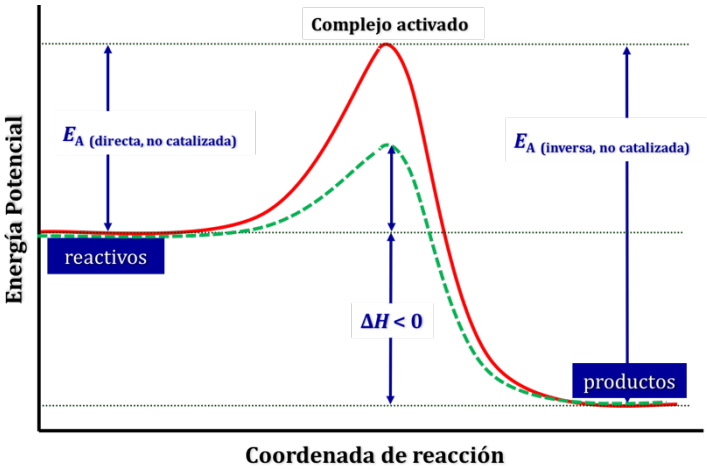
La respuesta correcta es la **b**.

7.2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la que mejor explica la acción de un catalizador que aumenta la velocidad de una determinada reacción?
a) Impide que ocurra la reacción inversa.
b) Aumenta la energía cinética de las partículas de las sustancias reaccionantes.
c) Hace que la variación de la entalpía de la reacción sea más negativa.
d) Disminuye la energía de activación de la reacción.
e) Aumenta el número de colisiones entre los reactivos.
f) Disminuye la diferencia energía entre reactivos y productos.
g) Incrementa la energía de activación.
h) Modifica el estado de equilibrio de la reacción.
i) Facilita un camino de reacción alternativo con menor energía de activación.
j) Cambia la concentración de los reactivos.
k) Disminuye la entropía de la reacción.
l) Proporciona mayor temperatura de reacción.
m) Disminuye la energía potencial del complejo activado.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2011) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La imagen muestra el diagrama energético de un proceso exotérmico en el que se comparan una reacción catalizada y otra no catalizada. Como se puede observar en la misma, la adición de un catalizador:

- no tiene ningún efecto sobre la energía cinética ni el número de colisiones que sufren los reactivos
- no cambia la diferencia de energía entre reactivos y productos
- no tiene influencia sobre un sistema en equilibrio
- no modifica la concentración de los reactivos
- no cambia ni la entalpía ni la entropía de la reacción



Tal como se observa en la imagen, el catalizador disminuye la energía energía potencial del complejo activado, en otras palabras, rebaja por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa, por lo que proporciona una reacción alternativa con menor energía de activación.

Las respuestas correctas son **d**, **i** y **m**.

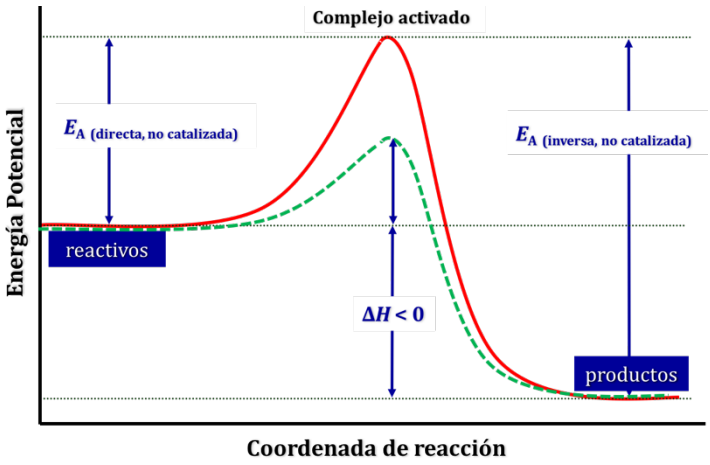
7.3. Cuando se añade a un sistema químico en equilibrio un catalizador positivo:
a) Disminuye el calor de reacción, ΔH, es más exotérmica y, por tanto, más rápida.
b) Se hace más negativo el valor de ΔG y, por tanto, la reacción es más espontánea y más rápida.
c) Disminuye la energía de activación, pero aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.
d) Aumentan por igual las velocidades de las reacciones directa e inversa.
e) Permite que las reacciones endotérmicas transcurran a temperatura ambiente
f) Desplaza el equilibrio hacia la reacción directa, es decir, la formación de productos.
g) Disminuye el orden total de la reacción.
h) Aumenta el rendimiento de la reacción.
i) Modifica la constante de equilibrio y el estado de equilibrio.
j) Modifica la curva de distribución de energía de las moléculas frente al número de estas.
k) Solo modifica la velocidad de la reacción directa.
l) Por lo general disminuye la energía de activación para que la velocidad se incremente.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. País Vasco 2011) (O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. Murcia 2018) (O.Q.L. Murcia 2019) (O.Q.L. La Rioja 2020)

Tal como se observa en la imagen que compara una reacción catalizada con otra no catalizada en un proceso exotérmico, la adición de un catalizador:

- no afecta ni al valor de la entalpía ni de la energía de Gibbs
- no afecta a un sistema en equilibrio
- no modifica el orden total de la reacción
- no altera el rendimiento del proceso

Solo disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa lo que hace que transcurran en menos tiempo y que aumenta la velocidad de ambas reacciones.

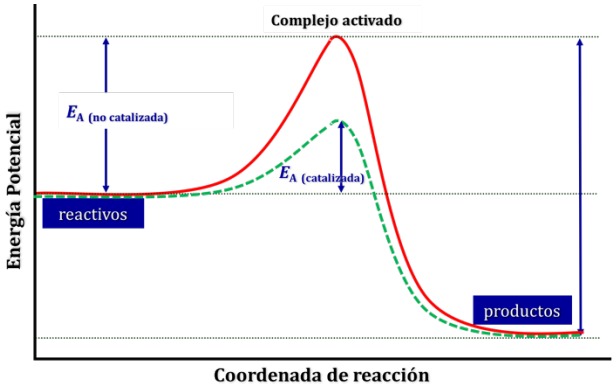


Las respuestas correctas son **d** y **l**.

7.4. La energía de activación de una reacción química puede disminuirse:
a) Aumentando la temperatura a la que tiene lugar la reacción.
b) Aumentando la concentración de uno o de todos los reactivos.
c) Introduciendo un catalizador en el sistema en reacción.
d) Comprimiendo el sistema en reacción.

(O.Q.L. Murcia 2001)

Tal como se observa en la imagen que compara una reacción catalizada con otra no catalizada, la adición de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción.



La respuesta correcta es la **c**.

7.5. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre catalizadores es incorrecta?
a) Los catalizadores son generalmente específicos.
b) Los catalizadores no afectan al equilibrio.
c) Hay muchas sustancias que pueden envenenar los catalizadores.
d) Para conseguir un aumento apreciable de la velocidad de reacción hay que añadir mucho catalizador.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) Verdadero. Los catalizadores son específicos de cada reacción. Por ejemplo, la síntesis de NH_3 está catalizada por Fe_2O_3; el níquel Raney cataliza la hidrogenación de aceites vegetales; platino y paladio se usan como catalizadores en la destrucción de compuestos orgánicos volátiles (COV) en las incineradoras y las enzimas son biocatalizadores en las reacciones en los organismos vivos.

b) Verdadero. Los catalizadores no afectan al equilibrio ya que disminuyen por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa.

c) Verdadero. Por ejemplo, en la obtención de NH_3, la pureza del N_2 y H_2 gaseosos influyen en el envenenamiento del catalizador Fe_2O_3 y la presencia de silicio, fósforo, arsénico, u otros metales pesados en las corrientes de desecho de COV producen el envenenamiento del catalizador de platino.

d) **Falso**. Los catalizadores actúan en pequeñas cantidades y se recuperan íntegros al final de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

7.6. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?
a) Se puede acelerar una reacción aumentando la temperatura.
b) Un catalizador puede acelerar una reacción.
c) En catálisis heterogénea el catalizador está en una fase de la materia igual que reactivos y productos.
d) Las enzimas presentan actividad catalítica.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Verdadero. La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad, k: $v = k$ [reactivos]

De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889), la constante de velocidad solo depende de la temperatura:

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Por tanto, si aumenta la temperatura aumenta la velocidad de la reacción.

b) Verdadero. Generalmente, los catalizadores aumentan la velocidad de una reacción al disminuir su energía de activación.

c) **Falso**. En la catálisis heterogénea el catalizador tiene diferente estado de agregación que las especies reaccionantes.

d) Verdadero. Las enzimas son biocatalizadores.

La respuesta correcta es la **c**.

7.7. La síntesis del amoníaco:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H < 0$$

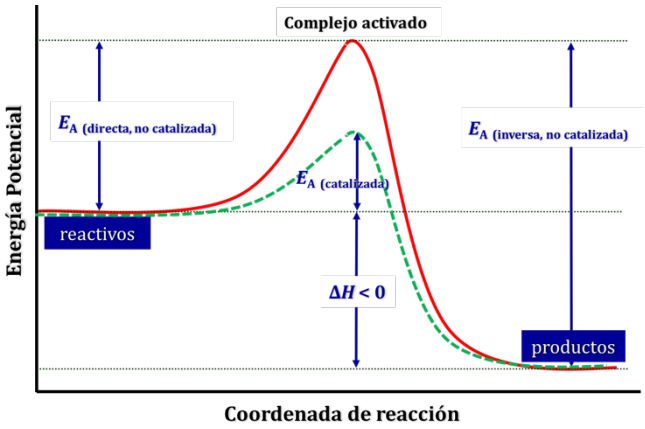
requiere un catalizador para aumentar la velocidad de la reacción porque:
a) Rebaja la energía de activación de la reacción directa pero no de la inversa.
b) Disminuye la energía de Gibbs del proceso y lo hace más espontáneo y, por tanto, más rápido.
c) Se consigue que la reacción sea más exotérmica.
d) Rebaja la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Valencia 2013)

La adición de un catalizador no tiene ningún efecto sobre la energía de Gibbs de la reacción.

Además, el hecho de que un proceso sea espontáneo no quiere decir que sea rápido.

La imagen muestra el diagrama de energía de la reacción catalizada frente a la no catalizada:



En la misma se observa que la adición de un catalizador disminuye por igual la energía de activación tanto de la reacción directa como la de la reacción inversa por lo que no tiene ningún efecto sobre la entalpía de la reacción:

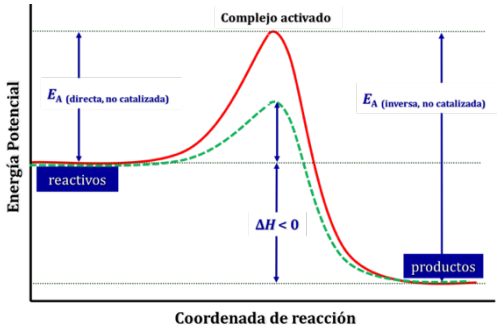
$$\Delta H = E_{A\ (directa)} - E_{A\ (inversa)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.8. Con respecto al equilibrio químico puede afirmarse que:
a) La función de un catalizador es la sustitución del mecanismo de reacción por otro con una energía de activación más baja.
b) La presencia de un catalizador hace más positivo el valor de la constante de equilibrio, al aumentar la concentración de los productos con respecto a la de los reactivos.
c) La presencia de un catalizador en una reacción reversible desplaza el equilibrio hacia la derecha.
d) Los catalizadores solo tienen efecto en los equilibrios homogéneos.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La imagen muestra el diagrama energético de un proceso exotérmico en el que se comparan una reacción catalizada y otra no catalizada.



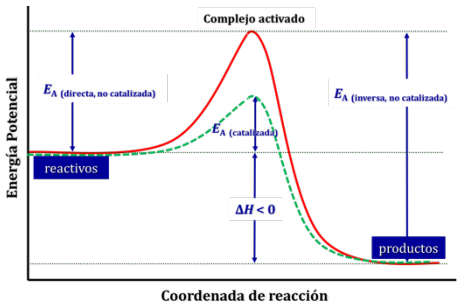
Tal como se observa, la función del catalizador es disminuir la energía potencial del complejo activado, en otras palabras, rebaja por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa, por lo que proporciona un mecanismo de reacción alternativo con energía de activación más baja.

La respuesta correcta es la **a**.

7.9. En una reacción química la presencia de un catalizador afecta a:
a) Entalpía, energía de Gibbs y energía de activación.
b) Entalpía y energía de activación.
c) Energía de Gibbs y energía de activación.
d) Energía de activación.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Como se observa en la imagen, la adición de un catalizador disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa.



De la imagen se deduce qué si las energías de activación de ambas reacciones descienden lo mismo, la entalpía de la reacción permanece constante:

$$\Delta H = E_{A\ (directa)} - E_{A\ (inversa)}$$

ΔG no tiene relación directa con la energía de activación.

La respuesta correcta es la **d**.

7.10. Muchos de los modernos pegamentos de acción rápida y gran fortaleza se basan en la reacción de polimerización del cianoacrilato. Esta reacción es exotérmica y el vapor de agua de la atmósfera actúa como catalizador. Por tanto:
a) En ausencia de vapor de agua ΔG de la reacción es positivo.
b) Cuando se produzca la reacción se va a consumir agua.
c) Cuando se produzca la reacción no se va a consumir agua.
d) La energía de activación del proceso cambia con la humedad del ambiente.
e) El proceso de envasado del pegamento se ha de realizar en una atmósfera seca.
f) Este proceso transcurre con aumento de entropía.
g) Si se pega algo, cuánto más pegamento se ponga, más se calentará.
h) Todas las propuestas son correctas.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Murcia 2016)

Si el vapor de agua actúa como catalizador de la reacción ni se produce ni se consume agua en la reacción de polimerización, pero el proceso de envasado ha realizarse en una atmósfera seca. Además, si se trata de un proceso exotérmico cuanto más pegamento se use más calor de desprende.

Las respuestas correctas son **c**, **e** y **g**.

7.11. Si la reacción A + B → C es exotérmica y su ecuación de velocidad es:
$v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$ **puede decirse que:**
a) La reacción es de orden 3.
b) Si se aumenta la concentración de A la velocidad se multiplica por 2.
c) Si se aumenta la temperatura la velocidad no varía.
d) Si se añade un catalizador positivo la velocidad no varía.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero**. Para una reacción cuya ecuación de velocidad es, $v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$, su orden de reacción global es $(a + b)$. En este caso se tiene que, $(2 + 1) = 3$.

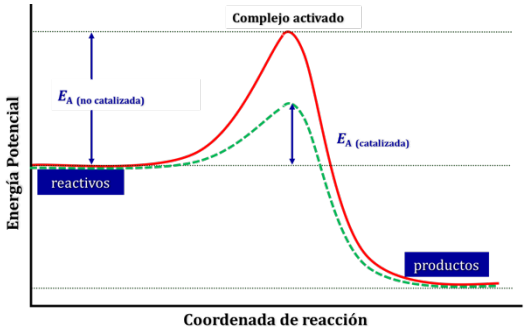
b) Falso. Si se aumenta el valor de [A] sí que es cierto que aumenta la velocidad de la reacción, pero el factor de aumento también depende del valor de [B].

c) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_\mathrm{A}}{RT}\right)$$

al aumentar la temperatura, aumenta la constante de velocidad de la reacción, k, y también la velocidad de la reacción:

$$v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$$



d) Falso. La imagen muestra que la adición de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción.

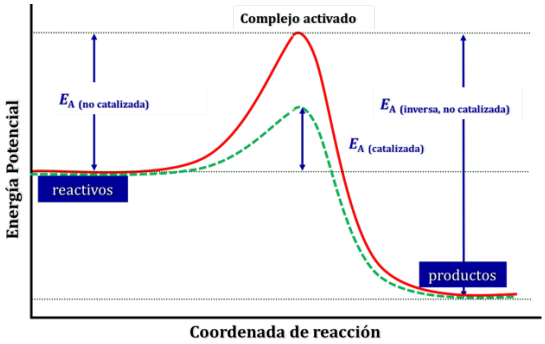
La respuesta correcta es la **a**.

7.12. En una reacción química que está en equilibrio, la adición al proceso de un catalizador se manifiesta:
a) Disminuyendo el valor de la energía de activación de la reacción directa.
b) Disminuyendo el valor de la energía de activación de la reacción inversa.
c) Conduciendo a una mayor cantidad de productos.
d) No afectando a las concentraciones de productos y reactivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La adición de un catalizador disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa y no afecta a las cantidades de las sustancias presentes en el equilibrio.

La imagen muestra el diagrama energético correspondiente a una reacción catalizada y a otra no catalizada.

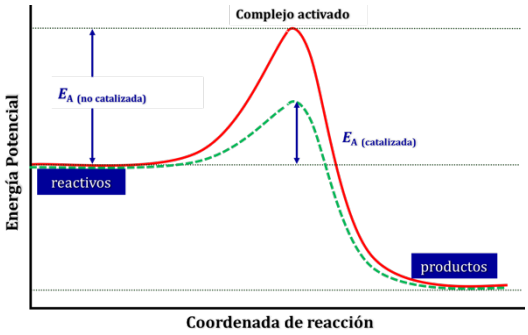


La respuesta correcta es la **d**.

7.13. Un catalizador es:
a) Una sustancia química que nos proporciona unos reactivos que sin ella no se podrían obtener nunca.
b) Un agente químico o físico que permite aumentar o disminuir la velocidad de una reacción química.
c) Una sustancia que ofrece a los reactivos un camino alternativo en el que él mismo actúa como un reactivo más.
d) Un agente químico o físico que permite rebajar la energía de reacción de un proceso químico.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La siguiente imagen muestra el diagrama de energía de una reacción catalizada y no catalizada.



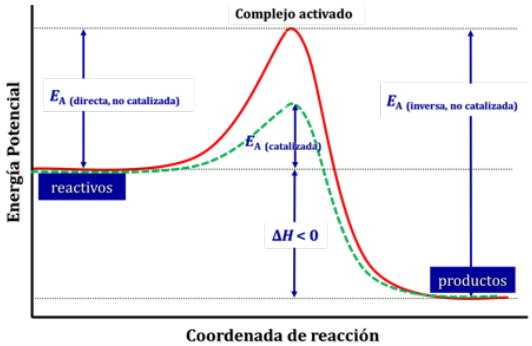
En la misma, se observa que la energía de activación de la reacción catalizada (color verde) es sensiblemente menor que la de la reacción no catalizada (color rojo). Esto motiva que disminuya el tiempo que tardan los reactivos en convertirse en productos, es decir, que aumente la velocidad de la reacción catalizada respecto a la no catalizada.

La respuesta correcta es la **b**.

7.14. Un catalizador en una reacción química:
a) Modifica la entalpía de la reacción.
b) Modifica la velocidad de la reacción.
c) Transforma una reacción no espontánea en espontánea.
d) Altera el equilibrio de la reacción.
e) Ninguna de las anteriores opciones es cierta.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La adición de un catalizador no tiene ningún efecto sobre la entalpía ni el equilibrio de una reacción. El catalizador actúa sobre la energía de activación de la misma. La imagen muestra que el catalizador disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa.



Al disminuir la energía de activación las reacciones transcurren en menos tiempo por lo que aumenta la velocidad de ambas reacciones.

La respuesta correcta es la **b**.

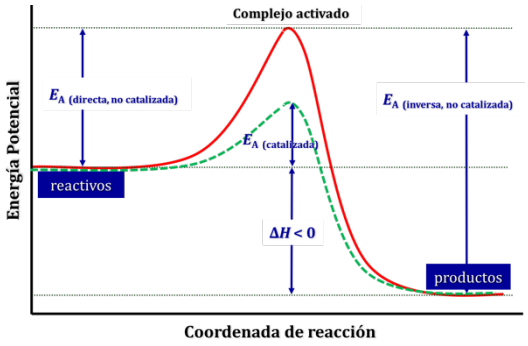
7.15. En el proceso de Haber-Bosch, para la síntesis de NH_3 a partir de N_2 y H_2, se emplea un catalizador para:
a) Mejorar la pureza del NH_3 producido.
b) Evitar reacciones explosivas.
c) Favorecer los factores cinéticos del proceso.
d) Amortiguar los efectos de la presencia de impurezas en los gases de origen.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a-d) Falso. Ambas propuestas carecen de sentido.

b) Falso. La reacción entre N_2 y H_2 no es explosiva.

c) **Verdadero**. La imagen muestra el diagrama energético de una reacción catalizada frente a otra no catalizada, y se observa que la adición de un catalizador a la reacción hace disminuir la energía de activación de las reacciones directa e inversa, lo que provoca que aumente la velocidad con que estas transcurren.



La respuesta correcta es la **c**.

7.16. Cuando se añade un catalizador al equilibrio:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g) \qquad \Delta_r H = -98{,}9\ kJ$$

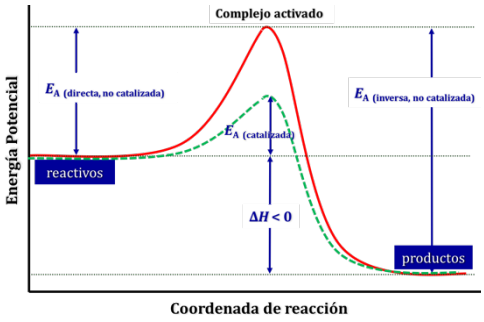
a) Se rebaja la energía de activación de la reacción directa pero no de la inversa.
b) Disminuye la energía de Gibbs del proceso y lo hace más espontáneo y, por tanto, más rápido.
c) Consigue la que la reacción sea más exotérmica.
d) Consigue la que la reacción sea más endotérmica.
e) Disminuye por igual la energía de activación de la reacción directa como de la inversa.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Cantabria 2013)

La adición de un catalizador no tiene ningún efecto sobre la energía de Gibbs o la entalpía de una reacción. El catalizador actúa sobre la energía de activación de la reacción de la misma.

Tal como muestra la imagen, el catalizador disminuye por igual las energías de activación de las reacciones directa e inversa.

Al disminuir la energía de activación las reacciones transcurren en menos tiempo por lo que aumenta la velocidad de ambas reacciones.



La respuesta correcta es la **e**.

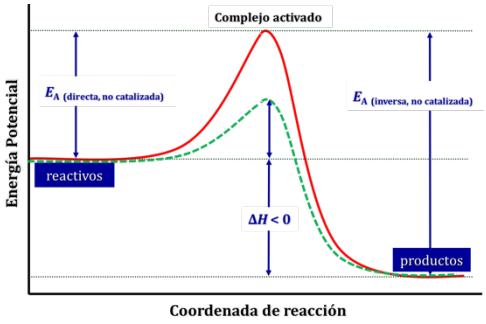
7.17. Sea el equilibrio:

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \leftrightarrows NH_3(g)$$

esta reacción es exotérmica y libera 46,2 kJ mol^{-1} y constituye un buen ejemplo del equilibrio químico. Si se le añade un catalizador positivo:
a) La energía de activación de la reacción disminuye.
b) El proceso se hace más espontáneo.
c) La entalpía del proceso aumenta.
d) La entalpía del proceso disminuye.

(O.Q.L. Asturias 2013)

La adición de un catalizador disminuye por igual la energía de activación tanto de la reacción directa como la de la reacción inversa por lo que no tiene ningún efecto sobre la entalpía de la reacción.



Como se deduce de la imagen:

$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

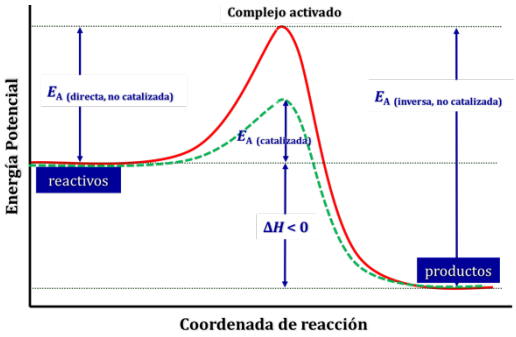
La adición de un catalizador no tiene ningún efecto sobre la energía de Gibbs de la reacción. Además, el hecho de que un proceso sea espontáneo no quiere decir que sea rápido.

La respuesta correcta es la **a**.

7.18. En relación a una reacción química, indique cuál de las siguientes afirmaciones no es cierta:
a) La suma de los moles de los reactivos es igual a la suma de los moles de los productos.
b) Un catalizador aumenta la velocidad de reacción sin modificar la entalpía de reacción.
c) La reacción química exotérmica y en la que aumenta la entropía siempre será espontánea a cualquier temperatura.
d) La proporción de producto de una reacción endotérmica en equilibrio químico se verá modificada al cambiar la temperatura.
e) Un catalizador afecta a la energía de activación.

(O.Q.L. Madrid 2015)

a) **Falso**. El número de moles puede o no conservarse en una reacción química.



b-e) Verdadero. La imagen muestra que la adición de un catalizador a una reacción química disminuye la energía de activación de la misma sin modificar el valor de la entalpía de la reacción.

c) Verdadero. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G^\circ > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G^\circ < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso en el que:

- $\Delta H^\circ < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S^\circ > 0$, aumenta el desorden

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

d) Verdadero. Cualquier reacción en equilibrio, ya sea exotérmica o endotérmica, ve modificada las cantidades de sustancias presentes en el equilibrio al cambiar la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

7.19. En una reacción química se añade un catalizador positivo, con lo que la velocidad de la reacción directa se hace 50 veces mayor. ¿Cuánto modificará la constante de velocidad de la reacción inversa?
a) No se puede estimar porque no se conoce la energía de activación inversa.
b) 50 veces mayor.
c) Dependerá de la concentración de producto.
d) No se modificará.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La adición de un catalizador disminuye por igual la energía de activación tanto de la reacción directa como la de la reacción inversa, por lo que si la velocidad de la reacción directa se hace 50 veces mayor, la velocidad de la reacción inversa y, por tanto, la constante de velocidad, también se hacen 50 veces mayor.

La respuesta correcta es la **b**.

7.20. Se define la catálisis heterogénea como aquella en que:
a) Catalizador y sustrato están en la misma fase.
b) Catalizador y sustrato son líquidos.
c) Catalizador y sustrato son gases.
d) Catalizador y sustrato se encuentran en distinta fase.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

En la catálisis heterogénea el catalizador tiene diferente estado de agregación que el sustrato por lo que se encuentran en distinta fase.

La respuesta correcta es la **d**.

7.21. Si se añade un catalizador sólido a una reacción química entre gases:
a) No modificará la velocidad, ya que es sólido.
b) Aumentará la velocidad de reacción, pero sin modificar la constante de velocidad.
c) Aumentará la velocidad de reacción, pues modifica la constante de velocidad.
d) Modificará la constante de equilibrio, pero no la velocidad.

(O.Q.L. Valencia 2017)

Si se añade un catalizador disminuye la energía activación de la reacción. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889) si la energía de activación disminuye, la constante k aumenta.

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Suponiendo que la ecuación de velocidad de la reacción sea:

$$v = k[A]$$

se cumple que si k aumenta, la velocidad de la reacción aumenta.

La respuesta correcta es la **c**.

7.22. Al añadir un catalizador líquido a un equilibrio en disolución acuosa:
a) Disminuye la entalpía de reacción, ΔH.
b) Se hace más negativo el valor de ΔG y, por tanto, la reacción es más espontánea.
c) Aumenta la velocidad de la reacción directa.
d) No existen ese tipo de catalizadores, sólo se conocen en estado sólido.

(O.Q.L. Murcia 2017)

a) Falso. La adición de un catalizador no afecta a la entalpía de la reacción ya que este afecta tanto a la reacción directa como la inversa.

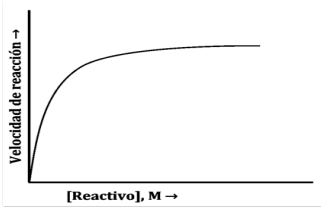
b) Falso. La adición de un catalizador no afecta al valor de la energía de Gibbs.

c) **Verdadero**. La adición de un catalizador afecta a las velocidades de las reacciones directa e inversa.

d) Falso. Los líquidos iónicos son un tipo de catalizadores líquidos.

La respuesta correcta es la **c**.

7.23. La mayoría de las reacciones catalizadas heterogéneamente siguen el perfil mostrado en la gráfica. ¿Por qué la velocidad de reacción tiende a un valor constante?
a) Porque el reactivo se ha consumido en la reacción.
b) Porque la reacción inversa se vuelve dominante.
c) Porque el catalizador se descompone a medida que avanza la reacción.
d) Porque los sitios activos del catalizador tienden a estar ocupados.



(O.Q.N. Salamanca 2018)

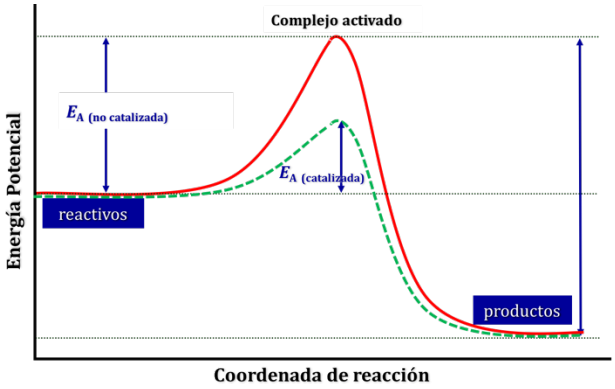
En la catálisis heterogénea las moléculas de reactivo son adsorbidas en los centros activos del catalizador y la velocidad de la reacción va aumentando conforme estos centros van siendo ocupados hasta el instante en que ya no quedan centros libres y la velocidad se mantiene constante.

La respuesta correcta es la **d**.

7.24. La energía de activación de una reacción:
a) Disminuye al aumentar la temperatura.
b) Aumenta al aumentar la temperatura.
c) Disminuye con el catalizador adecuado.
d) Disminuye al aumentar la concentración de los reactivos.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Tal como se observa en la imagen que compara una reacción catalizada con otra no catalizada, la adición de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción.

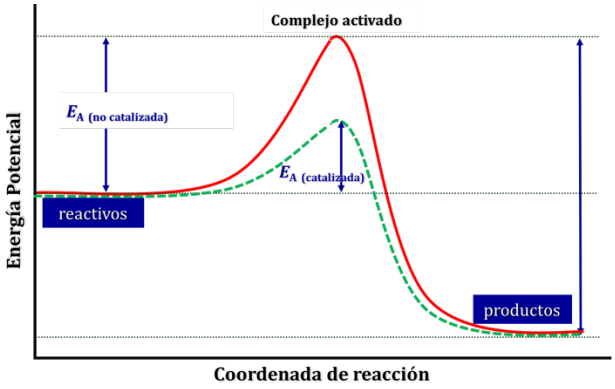


La respuesta correcta es la **c**.

7.25. Un catalizador es una sustancia química que interviene en una reacción:
a) Modificando los reactivos.
b) Rebajando la energía de activación.
c) Rebajando la variación de entalpía del proceso.
d) Proporcionando un mecanismo de reacción alternativo.

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La siguiente imagen muestra el diagrama de energía de una reacción catalizada y otra no catalizada.



En la misma, se observa que la energía de activación de la reacción catalizada (color verde) es sensiblemente menor que la de la reacción no catalizada (color rojo).

La respuesta correcta es la **b**.

III. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

1.1. Una mezcla de 0,60 mol de $Cl_2(g)$ y 0,40 mol de $F_2(g)$ se colocan en un matraz de 1,00 L hasta que se alcanza el equilibrio:

$$Cl_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\ ClF(g)$$

Si $2x$ representa la concentración de ClF(g) en el equilibrio, ¿qué expresión representa la constante de equilibrio?

a) $\dfrac{x^2}{(0{,}60-x)\,(0{,}40-x)}$ **b)** $\dfrac{(2x)^2}{(0{,}60-x)\,(0{,}40-x)}$

c) $\dfrac{2x}{(0{,}60-x)\,(0{,}40-x)}$ **d)** $\dfrac{2x^2}{(0{,}60-x)\,(0{,}40-x)}$

(O.Q.L. Asturias 1987)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	Cl_2	F_2	ClF
$n_{inicial}$	0,60	0,40	—
$n_{transformado}$	x	x	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	0,60 – x	0,40 – x	$2x$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[ClF]^2}{[Cl_2]\,[F_2]}$$

El valor de K_c teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L es:

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(0{,}60-x)\,(0{,}40-x)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.2. La posición de equilibrio no se ve afectada apreciablemente por cambios en el volumen del recipiente para la reacción:

a) $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$

b) $P_4(s) + 6\ Cl_2(g) \leftrightarrows 4\ PCl_3(l)$

c) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$

d) $H_2(g) + I_2(s) \leftrightarrows 2\ HI(g)$

e) $H_2O_2(l) \leftrightarrows H_2O(l) + ½\ O_2(g)$

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Cádiz 2008) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) **Verdadero**. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]} = \frac{\dfrac{(n_{NO})^2}{V^2}}{\left(\dfrac{n_{N_2}}{V}\right)\left(\dfrac{n_{O_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{NO})^2}{(n_{N_2})\,(n_{O_2})} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ no depende de } V$$

b) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1}{[Cl_2]^6} = \frac{1}{\dfrac{(n_{Cl_2})^6}{V^6}} = \frac{1}{(n_{Cl_2})^6}\cdot V^6 \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

c) Falso. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3} = \frac{\dfrac{(n_{NH_3})^2}{V^2}}{\left(\dfrac{n_{N_2}}{V}\right)\dfrac{(n_{H_2})^3}{V^3}} = \frac{(n_{NH_3})^2}{(n_{N_2})\,(n_{H_2})^3}\cdot V^2 \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

d) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[IH]^2}{[H_2]} = \frac{\frac{(n_{HI})^2}{V^2}}{\left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{HI})^2}{(n_{H_2})} \cdot \frac{1}{V} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

e) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [O_2]^{½} = \frac{(n_{O_2})^{½}}{V^{½}} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.3. Algunos estudiantes suelen equivocarse al realizar cálculos con constantes de equilibrio ya que utilizan mol en lugar de mol L^{-1}, aunque a veces el resultado numérico sea el mismo. Esta última circunstancia solo se da en una de las reacciones siguientes:
a) $2\ CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ CO_2(g)$
b) $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ HCl(g)$
c) $PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$
d) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$
e) $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$

(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Canarias 2020)

El error no importa en aquellos equilibrios en los que el valor de la constante K_c no dependa del volumen.

a) Falso. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2\,[O_2]} = \frac{\frac{(n_{CO_2})^2}{V^2}}{\frac{(n_{CO})^2}{V^2} \cdot \left(\frac{n_{O_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{CO_2})^2}{(n_{CO})^2\,(n_{O_2})} \cdot V \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

b) **Verdadero**. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2]\,[Cl_2]} = \frac{\frac{(n_{HCl})^2}{V^2}}{\left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{Cl_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{HCl})^2}{(n_{H_2})\,(n_{Cl_2})} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ no depende de } V$$

c) Falso. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[PCl_3]\,[Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{\left(\frac{n_{PCl_3}}{V}\right)\left(\frac{n_{Cl_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{PCl_5}}{V}\right)} = \frac{(n_{PCl_3})\,(n_{Cl_2})}{(n_{PCl_5})} \cdot \frac{1}{V} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

d) Falso. Se trata de un equilibrio homogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3} = \frac{\frac{(n_{NH_3})^2}{V^2}}{\left(\frac{n_{N_2}}{V}\right)\frac{(n_{H_2})^3}{V^3}} = \frac{(n_{NH_3})^2}{(n_{N_2})\,(n_{H_2})^3} \cdot V^2 \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

e) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{\frac{(n_{CO})^2}{V^2}}{\left(\frac{n_{CO_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{CO})^2}{(n_{CO_2})} \cdot \frac{1}{V} \quad \rightarrow \quad K_c \text{ sí depende de } V$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 1998 se pregunta en qué reacción $K_c = K_p$.

1.4. Una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada. Por tanto:
a) El equilibrio se alcanzará rápidamente.
b) La mezcla de los reactivos puede ser explosiva.
c) La velocidad no dependerá de las concentraciones de los reactivos.
d) No se puede decir nada de la velocidad de la reacción.
e) En el equilibrio las concentraciones de los productos serán menores que las de los reactivos.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Madrid 2016) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) Falso. El tiempo que tarda en alcanzarse el equilibrio no depende del valor de su constante de equilibrio sino del valor las constantes cinéticas de las reacciones directa e inversa.

b) Falso. El que la mezcla de reactivos pueda ser explosiva no depende del valor de su constante de equilibrio sino de las características propias de los reactivos.

c) Falso. La velocidad de una reacción A → B se define como:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^a$$

donde k es la constante cinética o de velocidad, [A] es la concentración molar del reactivo A y a es el orden parcial de la reacción respecto al mismo.

d-e) **Verdadero**. Suponiendo el equilibrio A ⇆ B, cuya constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_\mathrm{c} = \frac{[\mathrm{B}]}{[\mathrm{A}]}$$

el hecho de que la constante de equilibrio sea muy elevada quiere decir que [B] >> [A], pero no suministra ninguna información sobre la velocidad de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. El proceso dado por la ecuación química:

$$\mathrm{Cl_2(g) + PCl_3(g) \leftrightarrows PCl_5(g)}$$

puede decirse que está en equilibrio cuando:
a) Las constantes de velocidad se igualan.
b) La velocidad de la reacción directa y la velocidad de la reacción inversa son nulas.
c) Las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
d) La velocidad de la reacción directa es doble de la velocidad de la reacción inversa.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Las velocidades de las reacciones directa e inversa, correspondientes al equilibrio propuesto se definen, respectivamente, como:

$$\left.\begin{array}{l} v_{(\mathrm{derecha})} = k_1[\mathrm{Cl_2}]^a[\mathrm{PCl_3}]^b \\ \\ v_{(\mathrm{izquierda})} = k_2\,[\mathrm{PCl_5}]^c \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \text{en el equilibrio: } v_{(\mathrm{derecha})} = v_{(\mathrm{izquierda})}$$

donde k_1 y k_2 son las respectivas constantes de velocidad, [Cl_2], [PCl_3] y [PCl_5] son las concentraciones en el equilibrio y a, b y c son los órdenes respectivos de cada una de las especies.

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. Una vez alcanzado el equilibrio químico a una determinada temperatura, es incorrecto afirmar que:
a) Las concentraciones de cada uno de los reactivos y productos permanecen constantes.
b) Los reactivos dejan de transformarse en productos.
c) Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.
d) La variación de energía de Gibbs del sistema ($\Delta G_{\mathrm{sistema}}$) es igual a 0.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Sea, por ejemplo, el equilibrio: a A(g) ⇆ b B(g) + c C(g).

a) Verdadero. La expresión de su constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[B]^b\,[C]^c}{[A]^a}$$

En el instante en el que se alcanza el equilibrio los valores [A], [B] y [C] se mantienen constantes.

b) **Falso**. Una vez alcanzado el equilibrio químico, los reactivos siguen transformándose en productos a la misma velocidad que los productos se transforman en reactivos.

c) Verdadero. Las velocidades de las reacciones directa e inversa, correspondientes al equilibrio propuesto se definen, respectivamente, como:

$$\left.\begin{array}{r} v_{(\text{derecha})} = k_1[A]^a \\ v_{(\text{izquierda})} = k_2\,[B]^b\,[C]^c \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \text{en el equilibrio: } v_{(\text{derecha})} = v_{(\text{izquierda})}$$

donde k_1 y k_2 son las respectivas constantes de velocidad, [A], [B] y [C] son las concentraciones en el equilibrio y a, b y c son los órdenes respectivos a cada una de las especies.

Desde el punto de vista cinético, cuando las velocidades $v_{(\text{derecha})}$ y $v_{(\text{izquierda})}$ se igualan, el sistema alcanza el equilibrio.

d) Verdadero. Desde el punto de vista termodinámico, cuando un sistema alcanza el equilibrio se cumple que la variación de energía de Gibbs de la reacción, $\Delta G = 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.7. Se hacen reaccionar yodo e hidrógeno para obtener, en equilibrio con los anteriores elementos, yoduro de hidrógeno. ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p?
a) De la concentración inicial de hidrógeno.
b) De la temperatura.
c) De la presión a la que se encuentre el sistema.
d) De la cantidad de HI obtenido.

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con la ley del equilibrio químico, el valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

1.8. En un matraz de 5 L se establece el siguiente equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

¿Cuál sería el efecto de agregar 1 g de $CaCO_3$(s) a temperatura constante?
1) Aumentaría el CO_2
2) No variaría el CO_2
3) Disminuiría el CO_2
4) Disminuiría la velocidad de reacción.
a) Cierta solo la 1.
b) Cierta solo la 2.
c) Cierta solo la 3.
d) Ciertas la 1 y la 4.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

La constante K_p a determinada temperatura solo depende de la cantidad de CO_2 en el equilibrio.

Si se añade $CaCO_3$ a temperatura constante, la cantidad de CO_2 en el equilibrio no varía, ya que como se observa, la especie $CaCO_3$ no aparece en la expresión de la constante de equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.9. Para la reacción:

$$2\ HgO(s) \leftrightarrows 2\ Hg(l) + O_2(g)$$

la expresión de la constante de equilibrio es:

a) $K_c = \dfrac{[O_2]\,[Hg]^2}{[HgO]^2}$ **b)** $K_c = [O_2]$ **c)** $K_c = \dfrac{[Hg]^2}{[HgO]^2}$ **d)** $K_c = \dfrac{1}{[O_2]}$ **e)** $K_c = \dfrac{[H_2]}{[HCl]^2}$

f) $K_c = [Hg]^2\,[O_2]$ **g)** $K_c = \dfrac{[Hg]\,[O_2]}{[HgO]^2}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [O_2]$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. El HI(g) está disociado en un 20 % en I_2 y H_2 a 700 °C y 1 atm. Si se mantiene constante la temperatura y se aumenta la presión:
a) La disociación será mayor que el 20 %.
b) La disociación será menor que eI 20 %.
c) No se disociará.
d) Se disociará igual, ya que, la presión no afecta a este equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Se trata del equilibrio:

$$2\ HI(g) \leftrightarrows H_2(g) + I_2(g)$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2})\,(p_{I_2})}{(p_{HI})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$K_p = \frac{(p\,y_{H_2})\,(p\,y_{I_2})}{(p\,y_{HI})^2} = \frac{(y_{H_2})\,(y_{I_2})}{(y_{HI})^2} \quad \rightarrow \quad K_p \text{ no depende de } p$$

Por tanto, si se aumenta la presión, el grado de disociación permanece constante.

La respuesta correcta es la **d**.

1.11. Se hacen reaccionar $H_2(g)$ e $I_2(g)$ para dar HI(g). Indique de cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio:
a) La concentración inicial de H_2.
b) La temperatura.
c) La presión total del sistema.
d) El volumen de la vasija de reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Para el equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})\,(p_{I_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\,y_i$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{(p\ y_{HI})^2}{(p\ y_{H_2})\ (p\ y_{I_2})} = \frac{(y_{HI})^2}{(y_{H_2})\ (y_{I_2})}$$

Como se observa, en este caso, la constante K_p no depende de la presión.

Teniendo en cuenta qué para un gas a temperatura constante, presión y volumen son magnitudes inversamente proporcionales (ley de Boyle-Mariotte), la constante K_p tampoco depende del volumen de la vasija de reacción.

La expresión de K_p se puede simplificar aún más:

$$K_p = \frac{\frac{(n_{HI})^2}{n^2}}{\left(\frac{n_{H_2}}{n}\right)\left(\frac{n_{I_2}}{n}\right)} = \frac{(n_{HI})^2}{(n_{H_2})\ (n_{I_2})}$$

donde n es el número de moles totales en el equilibrio.

Por tanto, K_p no depende de $[H_2]$ inicial y de acuerdo con la ley del equilibrio químico, la constante K_p solo depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

1.12. El dióxido de azufre reacciona con el oxígeno, en un recipiente cerrado, para formar trióxido de azufre, según la ecuación química:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$

Una vez alcanzado el equilibrio en el recipiente de volumen fijo, se puede decir que:
a) Se ha gastado todo el SO_2 y O_2 iniciales.
b) El SO_2 y el O_2 ya no reaccionan para formar SO_3.
c) El SO_3 no se descompone para dar SO_2 y O_2.
d) La cantidad de SO_3 permanece invariable.

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Cuando se alcanza el equilibrio deben estar presentes todas las especies implicadas en el mismo.

b-c) Falso. Cuando se alcanza el equilibrio SO_2 y O_2 siguen reaccionando para formar SO_3, a la vez que el SO_3 se descompone en SO_2 y O_2.

d) **Verdadero**. Cuando se alcanza el equilibrio las cantidades de todas las especies implicadas en dicho equilibrio permanecen invariables en una relación que se denomina constante de equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. Para el equilibrio imaginario indicado por la ecuación química:

$$a\ A + b\ B \leftrightarrows c\ C + d\ D$$

se debe cumplir que:
a) La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
b) Las concentraciones de A y B pueden variar, pero el producto de ambas, [A]·[B], debe permanecer constante.
c) No ocurre ningún tipo de reacción porque ya se ha alcanzado el equilibrio.
d) Los coeficientes estequiométricos de cada especie deben ser idénticos.

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) **Verdadero**. Las velocidades de las reacciones directa e inversa, correspondientes al equilibrio propuesto se definen, respectivamente, como:

$$\left.\begin{array}{l} v_1 = k_1[A]^a[B]^b \\ v_2 = k_2\ [C]^c[D]^d \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \text{en el equilibrio} \quad v_1 = v_2$$

donde k_1 y k_2 son las respectivas constantes de velocidad, [A], [B], [C] y [D] son las concentraciones en el equilibrio y a, b, c y d son los órdenes respectivos de cada una de las especies.

b) Falso. La expresión de la constante de equilibrio K_c es:

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Cuando se alcanza el equilibrio los valores de [A], [B], [C] y [D] se mantienen constantes y guardan la relación propuesta en la constante K_c.

c) Falso. Cuando se alcanza el equilibrio las especies A y B siguen transformándose en C y D, y la vez, C y D también se transforman en A y B. La peculiaridad del equilibrio es que las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.

d) Falso. Los coeficientes estequiométricos de la reacción son los adecuados para que se cumpla la ley de conservación de la masa.

La respuesta correcta es la **a**.

1.14. Una reacción tiene una constante de velocidad de la reacción directa igual a $2{,}3\cdot10^6$ s^{-1} y la constante de equilibrio es $4{,}0\cdot10^8$. ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad de la reacción inversa?
a) $1{,}1\cdot10^{-15}$ s^{-1}
b) $5{,}8\cdot10^{-3}$ s^{-1}
c) $1{,}7\cdot10^{2}$ s^{-1}
d) $9{,}2\cdot10^{14}$ s^{-1}
e) $9{,}2\cdot10^{10}$ s^{-1}

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Sea, por ejemplo, la reacción que se verifica en única etapa:

$$A \leftrightarrows P$$

las ecuaciones de velocidad de las reacciones directa e inversa son, respectivamente:

$$v_{(directa)} = k_{directa}\,[A] \qquad v_{(inversa)} = k_{inversa}\,[P]$$

Cuando se alcanza el equilibrio se cumple que:

$$v_{(directa)} = v_{(inversa)}$$

Igualando los segundos miembros de las ecuaciones:

$$k_{directa}\,[A] = k_{inversa}\,[P]$$

Se define la constante de equilibrio, K, como:

$$K = \frac{k_{directa}}{k_{inversa}} = \frac{[P]}{[A]}$$

El valor de $k_{inversa}$ es:

$$4{,}0\cdot10^8 = \frac{2{,}3\cdot10^6\ s^{-1}}{k_{inversa}} \qquad \rightarrow \qquad k_{inversa} = 5{,}8\cdot10^{-3}\ s^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.15. La expresión correcta para la constante del equilibrio:
$P_4(s) + 5\,O_2(g) \leftrightarrows P_4O_{10}(s)$
es:
a) $K_c = \frac{[P_4O_{10}]}{[P_4]\,[O_2]^5}$ **b) $K_c = \frac{[P_4O_{10}]}{5\,[P_4]\,[O_2]}$** **c) $K_c = [O_2]^5$** **d) $K_c = \frac{1}{[O_2]^5}$**

(O.Q.L. Murcia 2002)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de su constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{1}{[O_2]^5}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. Para el sistema:

$$2\,NO_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g) + O_2(g)$$

Sabiendo que se parte de 1 mol de NO_2 en un recipiente de 1 L, se postulan las siguientes expresiones de K_c siendo $x = [O_2]$.

1) $K_c = \frac{x^2 \cdot x}{(1-2x)^2}$ 2) $K_c = \frac{x^2 \cdot x}{1}$ 3) $K_c = \frac{2x^2 \cdot x}{(1-x)^2}$ 4) $K_c = \frac{x \cdot x}{1-x}$

¿Cuál de estas expresiones es cierta?

a) Todas
b) Ninguna
c) Solo la 2
d) Solo la 1

(O.Q.L. Asturias 2002)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	NO_2	NO	O_2
$n_{inicial}$	1	—	—
$n_{transformado}$	$2x$	—	—
$n_{formado}$	—	$2x$	x
$n_{equilibrio}$	$1-2x$	$2x$	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO]^2[O_2]}{[NO_2]^2}$$

El valor de K_c teniendo en cuenta que $V = 1$ L es:

$$K_c = \frac{(2x)^2 \cdot x}{(1-2x)^2} = \frac{4x^2 \cdot x}{(1-2x)^2}$$

Como se observa, la expresión de K_c no coincide con ninguna de las cuatro propuestas.

La respuesta correcta es la **b**.

1.17. Considere el siguiente sistema en un recipiente cerrado y una vez alcanzado el equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H° = 178{,}3\ kJ\ mol^{-1}.$$

A una temperatura determinada, ¿quién será proporcional a la constante de equilibrio?

a) Las cantidades de $CaCO_3(s)$, $CaO(s)$ y $CO_2(g)$ en el equilibrio.
b) La cantidad inicial de $CO_2(g)$.
c) La cantidad de $CO_2(g)$ en el equilibrio.
d) La cantidad de $CaCO_3(s)$ inicial.

(O.Q.L. Murcia 2003)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

La constante K_p a determinada temperatura solo depende de la cantidad de $CO_2(g)$ en el equilibrio.

La respuesta correcta es la **c**.

1.18. Se quiere eliminar el vapor de agua de un recipiente. Utilizando la siguiente información, ¿cuál será la reacción correspondiente al mejor reactivo desecante?

a) $Cu(s) + H_2O(g) \leftrightarrows CuO(s) + H_2(g)$ $\quad K_c = 2\cdot10^{-18}$

b) $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrows CO_2(g) + H_2(g)$ $\quad K_c = 100$

c) $CO(g) + H_2(g) \leftrightarrows C(s) + H_2O(g)$ $\quad K_c = 2\cdot10^{17}$

d) $2\ H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \leftrightarrows SO_3(g) + H_2O(g)$ $\quad K_c = 1\cdot10^{-28}$

e) $GdOCl(s) + 2\ HCl(g) \leftrightarrows H_2O(g) + GdCl_3(s)$ $\quad K_c = 0{,}12$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011)

Escribiendo todos los equilibrios de forma que el H_2O sea un reactivo, la reacción que posea el mayor valor de la constante de equilibrio será aquella en la que esté presente el mejor reactivo desecante, ya que hace que el equilibrio se encuentra más desplazado hacia la derecha.

El valor de la constante de equilibrio de las reacciones inversas en los casos c), d) y e) es:

c) $C(s) + H_2O(g) \leftrightarrows CO(g) + H_2(g)$

$$K_c' = \frac{1}{K_c} = 5\cdot10^{-18}$$

d) $SO_3(g) + H_2O(g) \leftrightarrows 2\ H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

$$K_c' = \frac{1}{K_c} = 10^{28} \quad \rightarrow \quad SO_3 \text{ es el mejor desecante}$$

e) $GdCl_3(s) + H_2O(g) \leftrightarrows GdOCl(s) + 2\ HCl(g)$

$$K_c' = \frac{1}{K_c} = 8{,}3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.19. La K_a del CH_3COOH, es $1{,}8\cdot10^{-5}$ y su velocidad de disociación es $v = 8{,}0\cdot10^5\ [CH_3COOH]$. ¿Cuál sería la constante de velocidad de la reacción de asociación de H^+ y CH_3COO^-?

a) $4{,}4\cdot10^{10}$

b) $1{,}25\cdot10^{-6}$

c) $4{,}4\cdot10^{6}$

d) $8{,}0\cdot10^{5}$

e) $1{,}8\cdot10^{5}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la disociación del CH_3COOH:

$$CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + H^+$$

Las ecuaciones de velocidad correspondientes a la disociación y a la asociación son, respectivamente:

$$v_{(\text{disociación})} = k_{\text{disociación}}\ [CH_3COOH] \qquad v_{(\text{asociación})} = k_{\text{asociación}}\ [CH_3COO^-]\ [H^+]$$

Cuando se igualan ambas velocidades se alcanza el equilibrio:

$$k_{\text{disociación}}\ [CH_3COOH] = k_{\text{asociación}}\ [CH_3COO^-]\ [H^+]$$

se obtiene:

$$\frac{k_{\text{disociación}}}{k_{\text{asociación}}} = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]\ [H^+]}$$

Según la ley de acción de masas, la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]\ [H^+]}$$

Igualando ambas expresiones se obtiene:

$$K_a = \frac{k_{\text{disociación}}}{k_{\text{asociación}}}$$

El valor de la constante de velocidad de asociación es:

$$1{,}8\cdot10^{-5} = \frac{8{,}0\cdot10^{5}\ \text{s}^{-1}}{k_{\text{asociación}}} \qquad \rightarrow \qquad k_{\text{asociación}} = 4{,}4\cdot10^{10}\ \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.20. El yodo es un sólido poco soluble en agua, en la que origina una disolución marrón. Se tiene el sistema $I_2(s) \leftrightarrows I_2(aq)$ que está en equilibrio y se añade más yodo sólido. ¿Qué ocurrirá?
a) La disolución se teñirá de marrón más oscuro.
b) La disolución tomará color marrón más claro.
c) No tendrá efecto en el equilibrio.
d) Aumentará la concentración de $I_2(aq)$.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que la expresión de K_c es:

$$K_c = [I_{2(aq)}]$$

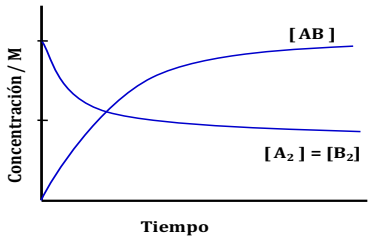
La constante solo depende de la concentración de $I_2(aq)$, por lo que si se mantiene constante la temperatura este valor se mantiene constante. Por este motivo, al ser el I_2 insoluble en agua la adición de más cantidad de $I_2(s)$ no tiene ningún efecto sobre el equilibrio y la cantidad añadida se va al fondo del vaso.

La respuesta correcta es la **c**.

1.21. Para la siguiente reacción:

$$A_2 + B_2 \leftrightarrows 2\ AB$$

el gráfico muestra la variación de concentración de las especies implicadas frente al tiempo. El valor de la constante de equilibrio es:
a) 1
b) 2
c) 4
d) 8



(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2]\,[B_2]}$$

Según la imagen, los valores de las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[AB] = 2\ \text{M} \qquad [A_2] = [B_2] = 1\ \text{M}$$

El valor de la constante es:

$$K_c = \frac{2^2}{1^2} = 4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.22. La constante de equilibrio, K_c, de una reacción siempre tiene como unidades:
a) Mol L^{-1}.
b) Es adimensional.
c) No se pueden precisar, dependerá de las especies y estequiometría de la reacción, es decir, del equilibrio estudiado.
d) Atm.
e) Las mismas que K_y.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Asturias 2006)

Las dimensiones de la constante K_c dependen de que equilibrio se estudie.

Por ejemplo, dado el equilibrio:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3} \quad \rightarrow \quad \text{las unidades de la constante son } L^2\,mol^{-2}$$

Sin embargo, en el equilibrio:

$$I_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows 2\,HI(g)$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} \quad \rightarrow \quad \text{la constante es adimensional}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.23. ¿Cuál de las siguientes características corresponde a un estado de equilibrio?
a) Para que se alcance el estado de equilibrio químico el sistema debe ser cerrado.
b) Un verdadero equilibrio químico solo se alcanza partiendo de los reactivos de la reacción.
c) El equilibrio se caracteriza por la constancia de algunas propiedades como la concentración, por lo que se trata de un sistema de composición constante.
d) Incluso después de alcanzarse el equilibrio químico continúan produciéndose las reacciones directa e inversa a nivel microscópico.

(O.Q.L. Asturias 2006)

a) Falso. Esa condición solo es necesaria para los equilibrios en fase gaseosa.

b) Falso. El estado de equilibrio de un sistema puede alcanzarse tanto partiendo de reactivos, de productos o de ambos.

c) Falso. El estado de equilibrio de un sistema no se caracteriza porque se mantenga constante la concentración de las sustancias, sino por el valor de la constante de equilibrio. Es decir, a determinada temperatura, se puede tener el mismo valor de la constante K_c con diferentes valores de las concentraciones de reactivos y productos.

d) **Verdadero**. El estado de equilibrio se caracteriza por ser dinámico, es decir, que las reacciones directa e inversa continúan una vez que se ha alcanzado el equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.24. Dado el sistema representado por:
$$2\,NO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\,NOCl(g)$$
únicamente se puede afirmar que:
a) Es un sistema en el que se cumple que $[NO]_{eq} = [NOCl]_{eq}$.
b) En este proceso siempre se debe hacer reaccionar inicialmente doble cantidad de $NO(g)$ que de $Cl_2(g)$.
c) Se cumple siempre, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, que la relación molar de las sustancias presentes en el equilibrio es $NO:Cl_2:NOCl$ es 2:1:2.
d) Una vez alcanzado el equilibrio, existe una relación entre las concentraciones que siempre es constante e independiente de las cantidades iniciales puestas a reaccionar.

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) Falso. Cuando el sistema se encuentra en equilibrio no tiene porqué cumplirse que $[NO]_{eq} = [NOCl]_{eq}$.

b) Falso. El equilibrio se alcanza independientemente de cuáles sean las cantidades iniciales de NO y Cl_2.

c) Falso. La relación de especies en el equilibrio no tiene nada que ver con la relación molar dada por la estequiometría de la reacción.

d) **Verdadero**. Cuando se alcanza el equilibrio, se mantienen constantes las concentraciones de todas las especies implicadas en el equilibrio y estas son independientes de cuáles hayan sido las cantidades iniciales que se hayan hecho reaccionar.

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. Si el equilibrio:

$$2\ ICl(g) \leftrightarrows I_2(g) + Cl_2(g)$$

tiene de constante $4{,}8\cdot10^{-6}$ a 25 °C, eso indica que en la situación de equilibrio:
a) Hay mucho menos I_2 y Cl_2 que ICl.
b) Habrá el doble de ICl que de I_2.
c) Las presiones de ICl, I_2 y Cl_2 serán las mismas.
d) Habrá mucho más I_2 y Cl_2 que ICl.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K_c = \frac{[I_2]\,[Cl_2]}{[ICl]^2}$$

El que el valor de K_c sea $4{,}8\cdot10^{-6}$ quiere decir que en el equilibrio se cumple que, $[I_2]\,[Cl_2] << [ICl]^2$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.26. Considerando el equilibrio:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ HCl(g)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es válida?
a) Cuando se establece el equilibrio, no se produce ninguna reacción más.
b) A cualquier temperatura, cuando se establece el equilibrio, el número de moles de los reactivos es igual que el número de moles de los productos.
c) Cuando se establece el equilibrio, la concentración de cada sustancia en el sistema es constante con el tiempo.
d) Cuando se establece el equilibrio, la velocidad de reacción es cero.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-d) Falso. El equilibrio es cinético, lo cual quiere decir que la reacción transcurre en ambos sentidos con la misma velocidad.

b) Falso. Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de las diferentes especies no tiene por qué ser el mismo.

c) **Verdadero**. Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de las diferentes especies se mantienen constante con el tiempo y su relación proporciona la constante de equilibrio K_c:

$$K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2]\,[Cl_2]}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. Para la siguiente reacción:

$$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g)$$

¿Cuál es el efecto de la adición de $NH_4HS(s)$ sobre la posición de equilibrio?
a) La reacción se desplaza hacia la derecha.
b) La reacción se desplaza hacia la izquierda.
c) No hay ningún cambio.
d) Se necesitan datos termodinámicos de la reacción.
e) El valor de K_p aumenta.

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015)

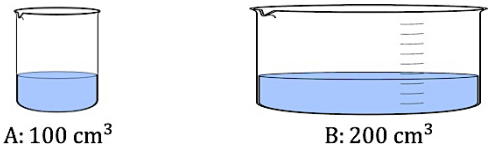
Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{H_2S})$$

Como se observa, la especie NH_4HS no aparece en la expresión de la constante por tratarse de una sustancia sólida. Esto quiere decir que la adición de esta sustancia al equilibrio no produce ningún cambio en el mismo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.28. En dos habitaciones cerradas a la misma temperatura hay dos recipientes con agua como indica la figura:
Se trata de comparar la presión de vapor de agua en ambas habitaciones.
a) Es la misma.
b) En la habitación A es mayor.
c) En la habitación B es mayor.
d) No hay que tener en cuenta la temperatura.
e) Se necesita saber las dimensiones de la habitación.



(O.Q.L. País Vasco 2010)

Se trata del equilibrio heterogéneo:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H_2O(g)$$

en el que el valor de K_p es:

$$K_p = (p_{H_2O})$$

Este valor, de acuerdo con la ley del equilibrio, es una constante para cada temperatura, por tanto, la presión de vapor es la misma en ambas habitaciones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. El $CaCO_3(s)$ se descompone por calcinación generando $CaO(s)$ y $CO_2(g)$ según la ecuación:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

Dos experimentadores colocaron la misma cantidad de $CaCO_3(s)$, uno en una cápsula de porcelana abierta al exterior (primer experimento), el otro en un recipiente cerrado herméticamente (segundo experimento). Ambos calentaron la muestra a 900 °C. Señale la afirmación correcta:
a) En ambos experimentos se podrá descomponer todo el $CaCO_3(s)$ inicial.
b) En el segundo experimento se podrá descomponer mayor cantidad de $CaCO_3(s)$ que en el primero.
c) Solo en el primer experimento se podrá descomponer todo el $CaCO_3(s)$.
d) Solo en el segundo experimento se podrá descomponer todo el $CaCO_3(s)$.

(O.Q.L. Asturias 2010)

▪ En el primer experimento se trabaja en un sistema abierto, por lo que se intercambia materia con el entorno y no se alcanza el equilibrio, de forma que se descompone todo el $CaCO_3(s)$.

▪ En el segundo experimento se trabaja en un sistema aislado, por lo que no se intercambia materia con el entorno y se alcanza el equilibrio, de forma que no se descompone todo el $CaCO_3(s)$.

El equilibrio se alcanza suponiendo que se introduce cantidad suficiente de $CaCO_3(s)$ en un recipiente de volumen V para que se alcance el equilibrio a esa temperatura:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

En caso contrario, se podría descomponer todo el $CaCO_3(s)$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.30. La expresión correcta para la constante de equilibrio de la reacción:
$$2\ NO_2(g) + 7\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) + 4\ H_2O(l)$$
es:

a) $K_c = \dfrac{[NH_3]^2}{[NO_2]^2\,[H_2]^7}$ b) $K_c = \dfrac{[NO_2]^2\,[H_2]^7}{[NH_3]^2}$ c) $K_c = \dfrac{[NH_3]^2\,[H_2O]^4}{[NO_2]^2\,[H_2]^7}$ d) $K_c = \dfrac{[NH_3]^2\,[H_2O]^4}{[NO_2]}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[NO_2]^2\,[H_2]^7}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. Entre las siguientes afirmaciones una es correcta, ¿cuál?
a) Si el valor de la constante de equilibrio es negativo, la reacción inversa será espontánea.
b) Si se consigue que una reacción discurra más rápido, se obtendrá una mayor cantidad de producto.
c) A medida que una reacción química tiene lugar, el valor de su constante de equilibrio cambia.
d) La constante de equilibrio tiene diferentes valores a diferentes temperaturas.
e) Si el valor de la constante de equilibrio es muy pequeño, el rendimiento de obtención del producto mayoritario será muy elevado.

(O.Q.L. País Vasco 2011) (O.Q.L. Jaén 2018)

a) Falso. El valor de la constante de equilibrio siempre es positivo.

b) Falso. Si la reacción es más rápida, no es que se obtenga más producto, es que se obtiene la misma cantidad en menos tiempo.

c) Falso. No se puede hablar de constante de equilibrio mientras la reacción no alcanza este estado.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley del equilibrio químico, existe una constante de equilibrio para cada temperatura.

e) Falso. Si el valor de la constante K es pequeño quiere decir que el equilibrio se encuentra desplazado hacia los reactivos, por tanto, el rendimiento de los productos será bajo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. La expresión de K_c para la reacción:
$$2\ S(s) + 3\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$
es:

a) $K_c = \dfrac{2\,[SO_3]}{2\,([S] + [O_2])}$ b) $K_c = \dfrac{2\,[SO_3]}{3\,[O_2]}$ c) $K_c = \dfrac{[SO_3]^2}{[S]^2\,[O_2]^3}$ d) $K_c = \dfrac{[SO_3]^2}{[O_2]^3}$

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[O_2]^3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. Para un cierto sistema en equilibrio, $K = 1 \cdot 10^{-15}$. Esto significa que:
a) La reacción ocurre lentamente.
b) La reacción ocurre rápidamente.
c) El sistema en equilibrio contiene sobre todo productos.
d) El sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivos.

(O.Q.L. Asturias 2012)

La constante de equilibrio de una reacción se define como:

$$K = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$

▪ Si el valor de K es muy grande indica que [productos] > [reactivos], por lo que el sistema en equilibrio contiene sobre todo productos.

▪ Si el valor de K es muy pequeño indica que [productos] < [reactivos], por lo que el sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.34. La expresión de K_c para el siguiente equilibrio:

$$CO(g) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(l)$$

es:

a) $K_c = \dfrac{[CH_3OH]}{2\ [CO]\ [H_2]}$ **b)** $K_c = \dfrac{[CH_3OH]}{[CO]\ [H_2]^2}$ **c)** $K_c = \dfrac{1}{2\ [CO]\ [H_2]}$ **d)** $K_c = \dfrac{1}{[CO]\ [H_2]^2}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1}{[CO]\ [H_2]^2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.35. Un sistema químico con reacción alcanza el equilibrio cuando:
a) No se forma producto por reacción directa.
b) La reacción inversa ya no ocurre en el sistema.
c) La concentración de reactivos en el sistema es igual a la concentración de productos.
d) La velocidad a la que ocurre la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

Sea la reacción A ⇆ B, cuyas ecuaciones de velocidad correspondientes a las reacciones directa e inversa son, respectivamente:

$$v_{(\text{directa})} = k_{\text{directa}}\ [A] \qquad v_{(\text{inversa})} = k_{\text{inversa}}\ [B]$$

Cuando se igualan ambas velocidades se alcanza el equilibrio:

$$k_{\text{directa}}\ [A] = k_{\text{inversa}}\ [B]$$

Se obtiene:

$$\frac{k_{\text{directa}}}{k_{\text{inversa}}} = \frac{[B]}{[A]} = K$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.36. En un matraz en el que se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de $NH_4Cl(s)$ y se calienta a determinada temperatura a la que tiene lugar la reacción:

$$NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HCl(g)$$

¿Cuál de las siguientes expresiones de la constante K_p es incorrecta?
a) $K_p = (p_{NH_3})\ (p_{HCl})$
b) $K_p = (p_{NH_3})^2$
c) $K_p = (p_{total}/2)^2$
d) $K_p = (2\ p_{total})^2$
e) $K_p = (p_{HCl})^2$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HCl})$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$p_{NH_3} = p_{HCl} = p$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

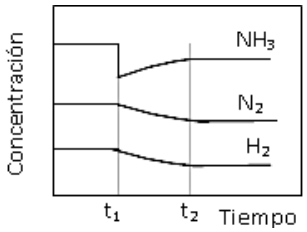
$$p_{total} = p_{NH_3} + p_{HCl}$$

La expresión de K_p puede quedar escrita de las siguientes formas:

$$K_p = (p_{NH_3})^2 \quad \rightarrow \quad K_p = (p_{HCl})^2 \quad \rightarrow \quad K_p = \left(\frac{p_{total}}{2}\right)^2$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.37. En la figura se muestra la evolución del sistema:
$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$ $\Delta H < 0$
Se puede afirmar que en el instante t_1:
a) Se introduce un catalizador.
b) Se extrae amoniaco del medio de reacción.
c) Se disminuye la temperatura.
d) Se aumenta la presión.



(O.Q.L. Asturias 2013)

En el instante t_1 las concentraciones de todas las especies no permanecen constantes con el tiempo, lo cual quiere decir que el sistema aún no ha alcanzado el equilibrio. En ese momento, se observa un brusco descenso en la concentración de NH_3 lo que implica que se ha extraído NH_3 del sistema.

La respuesta correcta es la **b**.

1.38. En un reactor se introducen, en condiciones de reacción óptima, 2 mol de gas nitrógeno y 6 mol de gas hidrógeno; sin embargo, nunca se va a conseguir la producción de 4 mol de amoniaco. Esto es debido a que:
a) Los reactivos no tienen una riqueza del 100 %.
b) El amoniaco se descompone a la vez que se obtiene.
c) Se alcanza la situación de equilibrio químico.
d) La velocidad de reacción disminuye con el tiempo.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

La ecuación química correspondiente a la formación de amoniaco a partir de nitrógeno e hidrógeno es:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

La formación de 4 mol de NH_3 a partir de las cantidades de reactivos dadas implicaría una reacción total, sin embargo, la síntesis de amoniaco propuesta por Haber implica que en las condiciones de presión y temperatura adecuadas se alcanza el equilibrio químico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.39. Al calentarse el $CaCO_3(s)$ se descompone en $CaO(s)$ y $CO_2(g)$. Si en un recipiente abierto se introduce un trozo de $CaCO_3(s)$ y se calienta, ¿cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera?
a) Nunca se alcanzará el equilibrio.
b) El equilibrio se alcanzará cuando los moles de CO_2 y CaO formados sean iguales.
c) El equilibrio se alcanzará cuando la presión parcial del CO_2 alcance el valor de K_p.
d) El valor de K_p coincide con el de K_c.

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Jaén 2019)

La ecuación correspondiente a la disociación térmica del $CaCO_3(s)$ es:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{CO_2}$$

La constante K_p a determinada temperatura solo depende de la cantidad de CO_2 en el equilibrio, por lo tanto, si el recipiente está abierto el $CO_2(g)$ formado se escapa y no se alcanza nunca el equilibrio.

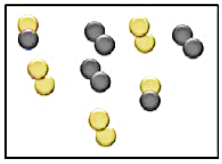
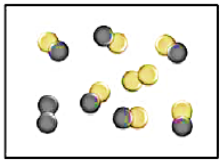
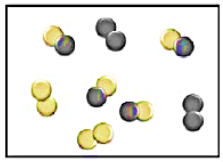
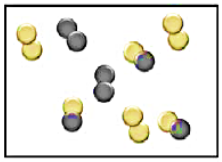
La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Jaén 2019 se cambian las especies $CaCO_3$, CaO y CO_2 por $KClO_3$, KCl y O_2, respectivamente).

1.40. Las siguientes imágenes representan el estado de equilibrio para cuatro reacciones diferentes del tipo:

$A_2 + X_2 \leftrightarrows 2\ AX$

Indique cuál de ellos presenta la mayor constante de equilibrio:

a.  b.  c.  d. 

(O.Q.L. Murcia 2014)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[AX]^2}{[A_2]\,[X_2]}$$

A la vista de los gráficos propuestos, el valor de la constante de equilibrio para cada caso es:

$$K_a = \frac{2^2}{3 \cdot 3} = \frac{4}{9} \qquad K_b = \frac{6^2}{1 \cdot 1} = 36 \qquad K_c = \frac{4^2}{2 \cdot 2} = 4 \qquad K_d = \frac{3^2}{2 \cdot 2} = \frac{9}{4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.41. Considere la siguiente reacción:

$2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$

A determinada temperatura las concentraciones en el equilibrio del sistema son $[NO] = 0{,}52$ M; $[O_2] = 0{,}24$ M y $[NO_2] = 0{,}18$ M. ¿Cuál es el valor de K_c a esta temperatura?

a) 0,063

b) 0,50

c) 1,4

d) 2,0

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2\,[O_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0{,}18^2}{0{,}52^2 \cdot 0{,}24} = 0{,}50$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.42. Dado el sistema:

$$COCl_2(g) \leftrightarrows Cl_2(g) + CO(g)$$

¿En qué momento alcanza dicho sistema el equilibrio?

a) Cuando la concentración de $COCl_2(g)$ se iguala a la de $CO(g)$.

b) Cuando la velocidad de la reacción directa e inversa son nulas.

c) Cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.

d) Cuando la ecuación está ajustada.

(O.Q.L. Valencia 2015)

Las velocidades de las reacciones directa e inversa, correspondientes al equilibrio propuesto se definen, respectivamente, como:

$$\left.\begin{array}{r} v_{\text{directa}} = k_{\text{directa}}[COCl_2] \\ v_{\text{inversa}} = k_{\text{inversa}}[Cl_2]\,[CO] \end{array}\right\} \rightarrow \text{en el equilibrio} \quad v_{\text{directa}} = v_{\text{inversa}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

1.43. En una botella cerrada que está a medio llenar con agua, tiene lugar el siguiente proceso:

$$H_2O(l) \leftrightarrows H_2O(g)$$

El equilibrio se alcanza cuando:

a) Cesa la evaporación del agua.

b) El agua empieza a condensar.

c) Las moléculas de agua en la fase gas igualan a las presentes en la fase líquida.

d) Evaporación y condensación se producen a idéntica velocidad.

(O.Q.L. Murcia 2015)

Se trata de un equilibrio de cambio de fase que se alcanza cuando se igualan las velocidades de evaporación del $H_2O(l)$ y condensación del $H_2O(g)$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.44. Considere la reacción exotérmica $A + B \leftrightarrows C + D$. De las siguientes afirmaciones cuál es la verdadera para este equilibrio:

a) Si la constante de equilibrio tiene un valor muy elevado es porque la reacción directa es muy rápida.

b) Si aumenta la temperatura, la constante cinética de la reacción directa disminuye.

c) El orden total de la reacción directa es 3.

d) Si se añade un catalizador, la constante de equilibrio no se modifica.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

a) Falso. La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[C]\,[D]}{[A]\,[B]}$$

Si el valor de la constante de equilibrio es elevado es debido a que en el equilibrio, las cantidades de C y D son superiores a las de A y B.

b) Falso. De acuerdo con la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0\ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Al aumentar la temperatura, la constante cinética, k, siempre aumenta.

c) Falso. No se puede saber el orden de una reacción sin conocer su ecuación de velocidad.

d) **Verdadero**. La adición de un catalizador reduce la energía de activación de la reacción directa e inversa y no modifica el valor de la constante de equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.45. La síntesis de Haber-Bosch se refiere a la obtención de:
a) Cloruro de polivinilo
b) Urea
c) Amoniaco
d) Grafeno

(O.Q.L. Murcia 2016)

Entre 1905 y 1913 se desarrolló en Alemania el proceso Haber-Bosch, que consistía en hacer reaccionar a elevada presión y temperatura, y usando alúmina como catalizador, el nitrógeno procedente de la licuefacción del aire con el hidrógeno que se obtenía a partir de hacer reaccionar monóxido de carbono con vapor de agua. La ecuación química correspondiente al equilibrio de la síntesis del amoniaco es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.46. ¿Cuál es la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de combustión de un mol de metano, teniendo en cuenta que el agua que resulta está en estado líquido?

a) $K_c = \dfrac{[CO_2]\,[H_2O]^2}{[CH_4]\,[O_2]^2}$ b) $K_c = \dfrac{[CO_2]}{[CH_4]\,[O_2]^2}$ c) $K_c = \dfrac{[CO_2]^2}{[CH_4]^2\,[O_2]^2}$ d) $K_p = \dfrac{p_{CH_4}\,(p_{O_2})^2}{p_{CO_2}}$

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La ecuación química correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La expresión de la constante de equilibrio K_c del equilibrio heterogéneo s:

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[CH_4]\,[O_2]^2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.47. Para el equilibrio:

$$2\ As_2Se_3(s) + 9\ O_2(g) \rightleftarrows 2\ As_2O_3(s) + 6\ SeO_2(s)$$

la expresión de la constante de equilibrio es:

a) $K_c = \dfrac{[As_2O_3]\,[SeO_2]}{[As_2Se_3]\,[O_2]}$ b) $K_c = \dfrac{[As_2O_3]^2\,[SeO_2]^6}{[As_2Se_3]^2}$ c) $K_c = \dfrac{[As_2O_3]^2\,[SeO_2]^6}{[As_2Se_3]^2\,[O_2]^9}$ d) $K_c = \dfrac{1}{[O_2]^9}$

(O.Q.L. Asturias 2016)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{1}{[O_2]^9}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.48. En una reacción química reversible se alcanza el equilibrio cuando:
a) La presión se mantiene constante.
b) La temperatura se mantiene constante.
c) La concentración de productos y reactivos se mantiene constante.
d) La concentración de los reactivos es igual a la de los productos.
e) Se consume la totalidad del reactivo limitante.

(O.Q.L. Jaén 2017)

Una reacción química reversible alcanza el equilibrio cuando se mantienen constantes las concentraciones (presiones) de los productos y los reactivos a una determinada temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. Para el equilibrio:

$$3\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ O_3(g) \qquad K_c = 6{,}25\cdot10^{-58} \text{ a } 25\ °C.$$

Si en un recipiente cerrado, a esa temperatura, se introduce 1 mol de $O_2(g)$, al alcanzarse el equilibrio:
a) La presión parcial de ambos gases será muy pequeña.
b) K_p igualará a K_c.
c) La presión parcial de O_3 será muy pequeña.
d) No se va a formar O_3.

(O.Q.L. Murcia 2017)

La expresión de la constante de equilibrio K_c de la reacción es:

$$K_c = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$$

Como el valor de la constante de equilibrio es muy pequeño e inicialmente se ha introducido 1 mol de O_2, quiere decir que en el equilibrio se cumple que:

$$p_{O_3} <<< p_{O_2}$$

es decir, que la presión parcial del O_3 será muy pequeña.

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. Considérese la reacción:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2\ HI(g)$$

donde en equilibrio las concentraciones (mol L^{-1}) son: $[H_2] = 0{,}001141$, $[I_2] = 0{,}001141$ y $[HI] = 0{,}008410$. La constante de equilibrio será igual a:
a) −0,006128
b) 0,006128
c) 6459,9
d) 54,3
e) Ninguna de las anteriores, dado que el cálculo requiere conocer los pesos moleculares.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La expresión de la constante de equilibrio K_c es:

$$K_c = \frac{[H_2]\,[I_2]}{[HI]^2}$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{0{,}008410^2}{0{,}001141 \cdot 0{,}001141} = 54{,}33$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.51. En un matraz en el que se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de $CaCO_3$ y se calienta a determinada temperatura a la que tiene lugar la reacción:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

¿Cuál de las siguientes expresiones de la constante de equilibrio es correcta?

a) $K_c = \dfrac{[CaCO_3]}{[CO_2][CaO]}$ **b)** $K_c = [CO_2]$ **c)** $K_c = \dfrac{[CO_2][CaO]}{[CaCO_3]}$ **d)** $K_c = \dfrac{1}{[CO_2]}$ **e)** $K_c = \dfrac{[CaO]}{[CaCO_3]}$

(O.Q.L. Granada 2017)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1}{[CO_2]}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.52. Sea el equilibrio:

$$C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g) \qquad \Delta H = 119{,}8\ kJ$$

¿Cómo afectará al equilibrio una ligera disminución de la cantidad de carbono?
a) Desplazará el equilibrio a la izquierda.
b) Desplazará el equilibrio a la derecha.
c) No afectará al equilibrio.
d) Provocará un incremento de K_c.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Como se observa en la expresión de la constante de equilibrio no aparecen las especies sólidas como el carbono, por tanto, los cambios en ellas no afectan al equilibrio.

La respuesta correcta es la **c**.

1.53. Para un cierto sistema en equilibrio, $K = 10^{11}$. Esto significa que:
a) La reacción ocurre lentamente.
b) La reacción ocurre rápidamente.
c) El sistema en equilibrio contiene sobre todo productos.
d) El sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivos.

(O.Q.L. Asturias 2020)

La constante de equilibrio de una reacción se define como:

$$K = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$

▪ Si el valor de K es muy grande indica que [productos] > [reactivos], por lo que el sistema en equilibrio contiene sobre todo productos.

▪ Si el valor de K es muy pequeño indica que [productos] < [reactivos], por lo que el sistema en equilibrio contiene sobre todo reactivos.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2012).

1.54. La constante de equilibrio depende de:
a) El sentido de una reacción química.
b) Las concentraciones iniciales.
c) La velocidad con la que se alcanza el equilibrio.
d) La temperatura.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

De acuerdo con la ley del equilibrio químico propuesta por Guldberg y Waage (1864), todos los equilibrios se alteran al modificar la temperatura, ya que la constante de equilibrio depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

2. RELACIÓN ENTRE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO

2.1. Para la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g) \qquad K_c = 13 \text{ a } 900\ K.$$

¿Cuál es el valor de K_p a la misma temperatura?

a) 13
b) 0,0024
c) 960
d) 0,18
e) 0,77

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. La Rioja 2020) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (2 + 1) = –1

El valor de la constante es:

$$K_p = 13 \cdot (0{,}082 \cdot 900)^{-1} = 0{,}18$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2013 se cambian los componentes del equilibrio).

2.2. Para la reacción:

$$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \leftrightarrows Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$$

Un aumento en el volumen del recipiente de reacción produce el siguiente efecto sobre el equilibrio:

a) El valor de K_p disminuye.
b) El valor de K_p aumenta.
c) Se produce más $H_2(g)$.
d) Se produce más $H_2O(g)$.
e) No se produce ningún cambio.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. Málaga 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4} = \frac{\dfrac{(n_{H_2})^4}{V^4}}{\dfrac{(n_{H_2O})^4}{V^4}} = \frac{(n_{H_2})^4}{(n_{H_2O})^4}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 4 – 4 = 0

Se obtiene que para esta reacción, $K_p = K_c$.

Este tipo de equilibrios, en los que existe el mismo número de moles de gas en productos que en reactivos, las variaciones de presión o de volumen no les producen ningún cambio.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2016 se cambia Fe por Ni).

2.3. Para la reacción química:

$$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \leftrightarrows Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

a) $K_p = (K_c)^{-2}$

b) $K_p = K_c / RT$

c) $K_p = K_c / (RT)^2$

d) $K_p = K_c$

e) $K_p = K_c\,(RT)^2$

f) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 4 – 4 = 0

Se obtiene, $K_p = K_c$.

Se trata de un equilibrio en el que existe el mismo número de moles de gas en productos que en reactivos. Este tipo de equilibrios no está afectado ni por variaciones de presión ni de volumen.

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. Si la constante de equilibrio para la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$ **es, a 800 °C,** $K_p = 9\ atm^{-1}$.

El valor de dicha constante a la misma temperatura, pero para el equilibrio dado por la ecuación:

$$SO_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g)$$ **debe ser:**

a) $K_p = 9\ atm^{-1}$

b) $K_p = 3\ atm^{-1}$

c) $K_p = 4{,}5\ atm^{-1/2}$

d) $K_p = 3\ atm^{-1/2}$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La expresión de la constante K_p para el equilibrio cuya constante es conocida es:

$$K_p = \frac{(p_{SO_3})^2}{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})} = 9$$

La expresión de la constante K_p' para el equilibrio cuya constante se desea conocer es:

$$K_p' = \frac{(p_{SO_3})}{(p_{SO_2})\,(p_{O_2})^{1/2}}$$

La relación entre ambas constantes de equilibrio es:

$$K_p' = (K_p)^{1/2} \quad \rightarrow \quad K_p' = \sqrt{9} = 3\ atm^{-1/2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.5. ¿En cuál de los siguientes procesos se cumple que $K_c = K_p$, a la misma temperatura?

a) $CO(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g)$

b) $C_2H_4(g) + H_2(g) \leftrightarrows C_2H_6(g)$

c) $H_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\ HF(g)$

d) $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$

(O.Q.L. Murcia 1999)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que se cumpla que $K_c = K_p$ es preciso que $\Delta\nu = 0$, lo que solo ocurre la en la reacción:

$$H_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\,HF(g) \qquad \Delta\nu = 2 - (1 + 1) = 0$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.6. Con el fin de reducir la contaminación atmosférica provocada por el dióxido de azufre, se propone hacer pasar el aire a través de óxido de calcio a alta temperatura para que:

$SO_2(g) + CaO(s) \leftrightarrows CaSO_3(s)$

cumpliéndose que:

a) $K_c = [SO_2]^{-1}$

b) $K_c = K_p$

c) $K_c = K_p\,(RT)^{-1}$

d) $K_p = p_{SO_2}$

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) **Verdadero**. Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1}{[SO_2]} = [SO_2]^{-1}$$

b-c) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 0 – 1 = –1

Se obtiene que, $K_c = K_p\,(RT)$.

d) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que el valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{1}{(p_{SO_2})}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.7. Para la reacción:

$MgCl_2(s) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows MgO(s) + Cl_2(g)$ $\qquad K_p = 2{,}98$

Calcule la constante de equilibrio para la reacción:

$2\ Cl_2(g) + 2\ MgO(s) \leftrightarrows 2\ MgCl_2(s) + O_2(g)$

a) 0,113

b) –8,88

c) 0,336

d) 1,73

e) 5,99

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Madrid 2010)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{Cl_2})}{(p_{O_2})^{½}} = 2{,}98$$

La expresión de la constante K_p' del equilibrio que se quiere conocer es:

$$K_p' = \frac{(p_{O_2})}{(p_{Cl_2})^2}$$

La relación entre ambas constantes es:

$$K_p{}' = \frac{1}{(K_p)^2}$$

El valor de la constante es:

$$K_p{}' = \frac{1}{(2{,}98)^2} = 0{,}113$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.8. Para las reacciones:

$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$ (1)

$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g)$ (2)

se cumple, a la misma temperatura, que:

a) $K_{p1} = K_{p2}$

b) $K_{p1} = (K_{p2})^2$

c) $K_{p1} = 2\ K_{p2}$

d) $K_{p1} = (K_{p2})^{½}$

e) $K_{p1} = ½\ K_{p2}$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Jaén 2018)

Las expresiones de la constante K_p de ambos equilibrios y la relación entre las mismas es:

$$\left.\begin{array}{l} K_{p_1} = \dfrac{(p_{SO_3})^2}{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})} \\ \\ K_{p_2} = \dfrac{(p_{SO_3})}{(p_{SO_2})\,(p_{O_2})^{½}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad K_{p_1} = (K_{p_2})^2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.9. La constante de equilibrio de la reacción:

$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ a 100 °C es 0,212.

Calcule cuál es el valor de la constante de equilibrio de la reacción escrita como sigue:

1) $2\ NO_2(g) \leftrightarrows N_2O_4(g)$

2) $NO_2(g) \leftrightarrows ½\ N_2O_4(g)$

a) $K_1 = 9{,}44$ y $K_2 = 4{,}34$

b) $K_1 = 4{,}72$ y $K_2 = 4{,}34$

c) $K_1 = 4{,}72$ y $K_2 = 2{,}17$

d) $K_1 = 14{,}16$ y $K_2 = 6{,}48$

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})} = 0{,}212$$

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 y su relación con la constante K_p son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{(p_{N_2O_4})}{(p_{NO_2})^2} = \frac{1}{K_p} \qquad K_2 = \frac{(p_{N_2O_4})^{½}}{(p_{NO_2})} = \frac{1}{(K_p)^{½}}$$

Los valores numéricos de ambas constante son:

$$K_1 = \frac{1}{0{,}212} = 4{,}72 \qquad K_2 = \frac{1}{(0{,}212)^{½}} = 2{,}17$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.10. Para la reacción en equilibrio:

$$2\ NO_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g) + O_2(g)$$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c debe ser:

a) $K_p = K_c / RT$

b) $K_p = K_c\ (RT)^2$

c) $K_p = K_c\ (RT)^{2/3}$

d) $K_p = K_c\ (RT)$

e) $K_p = K_c\ (RT)^3$

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2014)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 3 – 2 = 1

Se obtiene que, $K_p = K_c(RT)$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.11. Para el equilibrio a 25 °C:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g) \qquad K_c = 0{,}040$$

El valor de K_p a esa temperatura es:

a) 2,0

b) 1,0

c) 0,5

d) 0,98

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – 1 = 1

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0{,}040 \cdot [0{,}082 \cdot (25 + 273{,}15)] = 0{,}98$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.12. En cuál de las siguientes reacciones en equilibrio se cumple que K_c y K_p tienen distinto valor a una temperatura dada:

a) $H_2O(g) + CO(g) \leftrightarrows H_2(g) + CO_2(g)$

b) $I_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$

c) $SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) + NO(g)$

d) $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Málaga 2019)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que $K_c \neq K_p$ es preciso que $\Delta\nu \neq 0$.

De los equilibrios propuestos, el único que cumple dicha condición es:

$$C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g) \qquad \Delta\nu = 2 - 1 = 1$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.13. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas al equilibrio químico, es correcta?
a) El valor de las constantes K_c y K_p solo depende de la temperatura a la que se alcance el equilibrio.
b) Para los equilibrios químicos en fase gaseosa K_c y K_p son iguales.
c) El grado de disociación indica la cantidad de moles de sustancia que se han disociado una vez alcanzado el equilibrio.
d) La presión siempre influye sobre un equilibrio químico.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley del equilibrio, el valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.

b) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que $K_c = K_p$ es preciso que $\Delta\nu = 0$.

c) Falso. No basta con conocer los moles disociados, ya que el grado de disociación se define como:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}$$

d) Falso. La presión no influye en los equilibrios en los que existe igual número de moles de gas en reactivos y productos.

Por ejemplo, para el equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})\,(p_{I_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\,y_i$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{(p\,y_{HI})^2}{(p\,y_{H_2})\,(p\,y_{I_2})} = \frac{(y_{HI})^2}{(y_{H_2})\,(y_{I_2})}$$

como se observa, la constante K_p no depende de la presión.

La respuesta correcta es la **a**.

2.14. En un equilibrio $K_p = K_c$ si:
a) Todas las especies son gases.
b) Se ha alcanzado el equilibrio.
c) Se produce en condiciones homogéneas.
d) La variación entre el número de moles gaseosos de productos y reactivos es nula.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2018)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

En el caso de que $\Delta\nu = 0$, se cumple que $K_c = K_p$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.15. Dadas las siguientes ecuaciones:

$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$ K_1

$½\ H_2(g) + ½\ I_2(g) \leftrightarrows HI(g)$ K_2

$2\ HI(g) \leftrightarrows H_2(g) + I_2(g)$ K_3

Se cumple que:

a) $K_1 = K_2 = K_3$

b) $K_1 = K_2 = 1/K_3$

c) $K_2 = (K_1)^{½} = (1/K_3)^{½}$

d) $K_3 = (1/K_1)^{½} = (K_2)^2$

(O.Q.L. Asturias 2006)

Las expresiones de las constantes K_1, K_2 y K_3 para los equilibrios dados son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad K_2 = \frac{[HI]}{[H_2]^{½}\,[I_2]^{½}} \qquad K_3 = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

La relación que existe entre las diferentes constantes es:

$$K_1 = \frac{1}{K_3} \qquad K_2 = (K_1)^{½} \qquad K_2 = \frac{1}{(K_3)^{½}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.16. Dada la siguiente reacción:

$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

a) $K_p = K_c$

b) $K_p = K_c\,(RT)^{½}$

c) $K_p = K_c\,(RT)^{-1}$

d) $K_c = K_p\,(RT)^{-1}$

e) $K_c = K_p\,(RT)^2$

f) $K_p = K_c\,RT$

g) $K_p = K_c\,(RT)^2$

h) $K_p = K_c\,(RT)^3$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Cádiz 2008) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2015)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (2 + 1) = –1

La relación entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.17. Para la reacción:

$CO(g) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g)$

si se conoce el valor de K_c a una cierta temperatura T, el correspondiente valor de K_p es:

a) $K_c\,(RT)^{-2}$

b) $K_c\,(RT)^{-1}$

c) $K_c\,(RT)^2$

d) $K_c\,(RT)^{1/3}$

e) $K_c\,(RT)^3$

(O.Q.L. País Vasco 2006)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 1 – (1 + 2) = –2

La relación que existe entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^{-2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.18. Para el equilibrio:

$$2\ NaHCO_3(s) \leftrightarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

a determinada temperatura, se cumple que:

a) $K_c = K_p$

b) $K_p = K_c\,(RT)^2$

c) $K_p = 4\,K_c\,(RT)^2$

d) $K_c = K_p\,(RT)^2$

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (1 + 1) – 0 = 2

La relación entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^2.$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.19. Considere los dos equilibrios gaseosos a 25 °C:

$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) \qquad K_1$$

$$2\ SO_3(g) \leftrightarrows 2\ SO_2(g) + O_2(g) \qquad K_2$$

¿Cuál de las siguientes relaciones es verdadera?

a) $K_2 = K_1$

b) $K_2 = (1/K_1)^2$

c) $(K_2)^2 = K_1$

d) $K_2 = 1/K_1$

e) $K_2 = (K_1)^2$

f) $K_1 = 2\,(K_2)^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Asturias 2011)

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 para los equilibrios propuestos son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{(p_{SO_3})}{(p_{SO_2})\,(p_{O_2})^2} \qquad\qquad K_2 = \frac{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})}{(p_{SO_3})^2}$$

La relación existente entre ambas constantes es:

$$K_2 = \left(\frac{1}{K_1}\right)^2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.20. Para siguiente reacción:

$$SO_2(g) + 2\ H_2S(g) \leftrightarrows 2\ H_2O(g) + 3\ S(s)$$

la relación entre las constantes K_c y K_p es:

a) $K_p = K_c\,RT$

b) $K_c = K_p\,(RT)^{-2}$

c) $K_p = K_c\,(RT)^2$

d) $K_p = K_c\,(RT)^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2008)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (2 + 1) = –1

La relación que existe entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. La constante de equilibrio, K_c, para la siguiente reacción es 56,0 a 900 K:

$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g)$

El valor de K_c a la misma temperatura para la reacción

$2\ SO_3(g) \leftrightarrows 2\ SO_2(g) + O_2(g)$ es:

a) $1{,}79\cdot10^{-2}$
b) $3{,}19\cdot10^{-4}$
c) $7{,}16\cdot10^{-2}$
d) $8{,}93\cdot10^{-3}$
e) $3{,}14\cdot10^{3}$

(O.Q.N. Ávila 2009)

La expresión de la constante K_c para el equilibrio cuya constante es conocida es:

$$K_c = \frac{[SO_3]}{[SO_2]\,[O_2]^{½}} = 56{,}0$$

La expresión de la constante para el equilibrio cuya constante se desea conocer es:

$$K_c' = \frac{[SO_2]^2\,[O_2]}{[SO_3]^2}$$

La relación entre ambas constantes de equilibrio es:

$$K_c' = \frac{1}{(K_c)^2}$$

El valor de la constante K_c' es:

$$K_c' = \frac{1}{56{,}0^2} = 3{,}19\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.22. A 350 °C, $K_c = 0{,}120$ mol L^{-1} para:

$2\ NOCl(g) \leftrightarrows 2\ NO(g) + Cl_2(g)$

El valor de K_c a la misma temperatura para la reacción:

$NO(g) + ½\ Cl_2(g) \leftrightarrows NOCl(g)$

a) 0,12 mol L^{-1}
b) 0,6 mol L^{-1}
c) 2,88 $(L\ mol^{-1})^{½}$
d) 1,66 mol L^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2009)

La expresión de la constante K_c para el equilibrio cuya constante es conocida es:

$$K_c = \frac{[Cl_2]\,[NO]^2}{[NOCl]^2} = 0{,}120$$

La expresión de la constante para el equilibrio cuya constante se desea conocer es:

$$K_c' = \frac{[NOCl]}{[Cl_2]^{½}\,[NO]}$$

La relación entre ambas constantes de equilibrio es:

$$K_c' = \sqrt{\frac{1}{K_c}}$$

El valor de la constante K_c' es:

$$K_c' = \sqrt{\frac{1}{0{,}120}} = 2{,}88$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.23. ¿Cuál es la expresión de K_c a 250 °C para esta reacción?
$2\,NH_3(g) \leftrightarrows N_2(g) + 3\,H_2(g)$
a) $K_c = K_p/RT$
b) $K_p = K_c/(RT)^2$
c) $K_c = K_p/(RT)^2$
d) $K_c = K_p\,RT$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2016)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (3 + 1) – 2 = 2

La relación que existe entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.24. ¿Para cuál de estas reacciones $K_c = K_p$?
I) $2\,N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,N_2O(g)$
II) $C(s) + O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g)$
III) $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\,NO_2(g)$
a) II
b) III
c) I y III
d) II y III

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que $K_p = K_c$ es preciso que $\Delta\nu = 0$. De los equilibrios propuestos, se cumple esta condición en:

$C(s) + O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g)$ $\qquad$ $\Delta\nu = 1 - 1 = 0$

La respuesta correcta es la **a**.

2.25. En las siguientes reacciones, señale aquella cuya K_p sea igual a K_c:
a) $2\,CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,CO_2(g)$
b) $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\,HCl(g)$
c) $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\,CO(g)$
d) $PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$
e) $N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2013)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que $K_p = K_c$ es preciso que $\Delta\nu = 0$.

De los equilibrios propuestos, el único en el que se cumple esta condición es:

$H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\,HCl(g)$ $\Delta\nu = 2 - (1 + 1) = 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1999).

2.26. Para la síntesis del amoniaco:
$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$ **K_c tiene un valor de 1,2 a 375 °C.**
¿Cuál es el valor de K_p a esa temperatura?
a) $4{,}1\cdot10^{-8}$
b) $4{,}2\cdot10^{-4}$
c) $1{,}3\cdot10^{-3}$
d) $3{,}4\cdot10^{3}$

(O.Q.L. Galicia 2012)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (3 + 1) = –2

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 1{,}2 \cdot [0{,}082 \cdot (375 + 273{,}15)]^{-2} = 4{,}2\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.27. Indique cuál de las siguientes igualdades es correcta para expresar la relación entre K_p y K_c para la reacción:
$NH_2CO_2NH_4(s) \leftrightarrows 2\,NH_3(s) + CO_2(g)$
a) $K_p = K_c\,(RT)^3$
b) $K_c = K_p\,(RT)^3$
c) $K_p = K_c$
d) $K_p = K_c\,/(RT)^3$

(O. Q.L. La Rioja 2013)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (2 + 1) – 0 = 3

Se obtiene, $K_p = K_c\,(RT)^3$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.28. De las afirmaciones sobre el equilibrio químico en fase gaseosa solo una es correcta:
a) Las constantes K_c y K_p dependen solo de la temperatura.
b) K_c y K_p son siempre iguales.
c) El grado de disociación viene dado por la ley de Gas-Seon.
d) La presión siempre influye.

(O.Q.L. Murcia 2013)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley del equilibrio químico formulada por Guldberg y Waage (1864), la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.

b) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Solo si el valor de $\Delta\nu = 0$, entonces se cumple que $K_c = K_p$.

c) Falso. La afirmación es absurda.

d) Falso. Los equilibrios en los que $\Delta\nu = 0$ no se ven afectados por las variaciones de presión y volumen.

La respuesta correcta es la **a**.

2.29. Se sabe que la constante de equilibrio para la reacción:
$2\,HCl(g) \leftrightarrows H_2(g) + Cl_2(g)$ es $K_c = 4{,}17\cdot10^{-34}$
¿Cuál es la constante de equilibrio de la reacción:
$H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\,HCl(g)$ a la misma temperatura?
a) $4{,}17\cdot10^{-17}$
b) $4{,}17\cdot10^{17}$
c) $2{,}40\cdot10^{-33}$
d) $2{,}40\cdot10^{33}$

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción dada es:

$$K_c = \frac{[H_2]\,[Cl_2]}{[HCl]^2}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción problema es:

$$K_c' = \frac{[HCl]^2}{[H_2]\,[Cl_2]}$$

La relación entre ambas constantes es:

$$K_c' = \frac{1}{K_c}$$

El valor de K_c' es:

$$K_c' = \frac{1}{4{,}17\cdot10^{-34}} = 2{,}40\cdot10^{33}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.30. Para las reacciones:

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ K_1

$½\ N_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows NO(g)$ K_2

se cumple, a la misma temperatura, que:

a) $K_2 = (K_1)^2$

b) $K_2 = K_1$

c) $K_2 = (K_1)^{½}$

d) $K_2 = ½\ K_1$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 para los equilibrios dados son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]} \qquad K_2 = \frac{[NO]}{[N_2]^{½}\,[O_2]^{½}}$$

La relación entre ambas constantes es:

$$K_2 = (K_1)^{½}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.31. Para la reacción:

$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$

¿Cuál es la relación entre K_p y K_c a 25 °C?

a) $K_c = K_p$

b) $K_c > K_p$

c) $K_c < K_p$

d) La relación varía en función de la presión

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Para el equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})\,(p_{I_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\ y_i$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{(p\ y_{HI})^2}{(p\ y_{H_2})\,(p\ y_{I_2})} = \frac{(y_{HI})^2}{(y_{H_2})\,(y_{I_2})}$$

Como se observa, la constante K_p no depende de la presión.

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (1 + 1) = 0

Se obtiene que, $K_p = K_c$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.32. Se introduce una cierta cantidad de cloruro de amonio sólido en un reactor de 300 mL. Cuando se calienta a 500 K, se alcanza el equilibrio:

$$NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HCl(g)$$

si la presión total en el interior del recipiente es 16,4 atm, ¿cuál será el valor de la constante K_c a 500 K?

a) 0,0200
b) 0,0400
c) 0,0600
d) 0,0800

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{r} p_{NH_3} = p_{HCl} = p \\ p_t = p_{NH_3} + p_{HCl} = 2p \end{array}\right\} \rightarrow \quad p = \frac{p_t}{2} = \frac{16{,}4 \text{ atm}}{2} = 8{,}20 \text{ atm}$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HCl})$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = (8{,}20)^2 = 67{,}2$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – 0 = 2

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 67{,}2 \cdot (0{,}082 \cdot 500)^{-2} = 0{,}0400$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.33. Calcule K_c a 298 K para el equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

sabiendo que K_p vale 59,3.

a) $1{,}7 \cdot 10^{-3}$
b) 2,42
c) 59,3
d) 1.449

(O.Q.L. Valencia 2016)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – 0 = 2

Se obtiene que, $K_c = K_p = 59{,}3$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.34. ¿Cuánto vale la relación K_c/K_p, a la temperatura de 723 °C, de la siguiente reacción?

$$O_2(g) + 3\ UO_2Cl_2(g) \leftrightarrows U_3O_8(s) + 3\ Cl_2(g)$$

a) 0,0122
b) 1,00
c) 59,4
d) 81,8

(O.Q.L. Madrid 2016)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 3 – (3 + 1) = –1

El valor de la relación K_c/K_p es:

$$\frac{K_c}{K_p} = (RT)^{-\Delta\nu} = [0{,}082 \cdot (723 + 273{,}15)]^{[-(-1)]} = 81{,}7$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.35. ¿Cuánto vale la relación K_p/K_c a la temperatura de 150 °C, de la siguiente reacción?
$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$
a) 0,03
b) 34,7
c) 12,3
d) 0,08

(O.Q.L. Murcia 2017)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 1 – 0 = 1

El valor de la relación K_p/K_c es:

$$\frac{K_p}{K_c} = (RT)^{\Delta\nu} = [0{,}082 \cdot (150 + 273{,}15)] = 34{,}7$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. ¿Para cuál de las siguientes reacciones K_p será mayor que K_c?
a) $CO_2(g) + C(s) \leftrightarrows 2\,CO(g)$
b) $2\,NO_2(g) \leftrightarrows 2\,N_2O_4(g)$
c) $H_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\,HF(g)$
d) $O_3(g) + NO(g) \leftrightarrows NO_2(g) + O_2(g)$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas

Para que $K_p > K_c$ es preciso que $\Delta\nu > 0$.

De los equilibrios propuestos, el único en el que se cumple esta condición es:

$CO_2(g) + C(s) \leftrightarrows 2\,CO(g)$ $\qquad$ $\Delta\nu = 2 - 1 = 1$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.37. Para la reacción química:
$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g)$
la relación entre sus constantes de equilibrio K_c y K_p es:
a) $K_p = RT$
b) $K_p = K_c\,(RT)^{-1}$
c) $K_p = K_c\,(RT)^{2}$
d) $K_p = K_c\,RT$

(O.Q.L. Extremadura 2018)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – 0 = 2

La relación que existe entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c\,(RT)^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.38. Para la disociación de un mol de NO_2 en óxido de nitrógeno(II) y dioxígeno a la temperatura de 500 K, $K_c = 1{,}31\cdot10^{-4}$. A la misma temperatura se cumple que el valor de K_p es:
a) 0,042
b) 0,0170
c) $5{,}27\cdot10^{-3}$
d) $8{,}39\cdot10^{-4}$

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de disociación del NO es:

$$NO_2(g) \leftrightarrows NO(g) + ½\ O_2(g)$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gaseosos – Σ coef. esteq. reactivos gaseosos = (1 + 0,5) –1 = 0,5

Se obtiene, $K_p = K_c\,(RT)^{½}$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = (1{,}31\cdot10^{-4}) \cdot (0{,}082 \cdot 500)^{½} = 8{,}39\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.39. Teniendo en cuenta las siguientes reacciones:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g) \qquad (1)$$
$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) \qquad (2)$$
$$2\ SO_3(g) \leftrightarrows SO_2(g) + O_2(g) \qquad (3)$$

cuyas constantes de equilibrio son, respectivamente, K_{c1}, K_{c2} y K_{c3}, se puede afirmar que:
a) $K_{c1} = -K_{c3}$
b) $K_{c1} = 2\ K_{c2}$
c) $K_{c1} = (K_{c2})^2$
d) $K_{c1} = -K_{c2}$
e) $K_{c1} = K_{c2}$

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Las expresiones de las constantes K_{c1}, K_{c2} y K_{c3} para los equilibrios propuestos son, respectivamente:

$$K_{c1} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]} \qquad K_{c2} = \frac{[SO_3]}{[SO_2]\,[O_2]^{½}} \qquad K_{c3} = \frac{[SO_2]^2\,[O_2]}{[SO_3]^2}$$

La relación que existe entre las diferentes constantes es:

$$K_{c1} = (K_{c2})^2 = \frac{1}{K_{c3}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.40. La constante de equilibrio para la siguiente reacción química es $K_p = 0{,}0990\ atm^{-2}$ a 227 °C

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$$

El valor de K_c a esa temperatura es:

a) 166,4

b) $5{,}9 \cdot 10^{-5}$

c) $1{,}7 \cdot 10^{3}$

d) 10

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta \nu}$$

siendo, $\Delta \nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (3 + 1) = –2

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0{,}0990 \cdot [0{,}082 \cdot (227 + 273{,}15)]^{-(-2)} = 166$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.41. Para la reacción de oxidación del SO_2, según:

$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g)$$

se puede afirmar:

a) $K_p/K_c = 1$

b) $K_p/K_c = RT$

c) Su constante de equilibrio K_c no se verá influida al incrementar la presión.

d) Todo lo anterior es falso.

(O.Q.L. Murcia 2020)

a-b) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta \nu}$$

siendo, $\Delta \nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 1 – (1 + ½) = –½

Se obtiene que, $K_p/K_c = (RT)^{-½}$.

c) Falso. Se trata de un equilibrio con diferente número de moles de gas en cada miembro de la reacción al que sí afectan las variaciones de la presión.

La respuesta correcta es la **d**.

2.42. Para el equilibro:

$$CuCO_3(s) \leftrightarrows CuO(s) + CO_2(g)$$

se cumple que:

a) $K_p = K_c\ (RT)^{-1}$

b) $K_p = K_c\ (nRT)^{-1}$

c) $K_c = [CO_2]$

d) $K_c = \dfrac{[CuO]\ [CO_2]}{[CuCO_3]}$

(O.Q.L. Asturias 2020)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [CO_2]$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta \nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas $= 1 - 0 = 1$

Se obtiene para esta reacción, $K_p = K_c(RT)$.

La respuesta correcta es la **c**.

3. COMBINACIÓN DE LAS CONSTANTE DE EQUILIBRIO

3.1. A partir de las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:

1) $N_2O(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ $K_1 = 1{,}7\cdot10^{-13}$

2) $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ $K_2 = 4{,}1\cdot10^{-31}$

El valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:

$N_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows N_2O(g)$ es:

a) $7{,}0\cdot10^{-44}$

b) $4{,}2\cdot10^{17}$

c) $2{,}4\cdot10^{-18}$

d) $1{,}6\cdot10^{-9}$

e) $2{,}6\cdot10^{-22}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La expresión de la constante K_p de la reacción problema es:

$$K_p = \frac{(p_{N_2O})}{(p_{N_2})\,(p_{O_2})^{½}}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones propuestas son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{(p_{NO})^2}{(p_{N_2O})\,(p_{O_2})^{½}} = 1{,}7\cdot10^{-13} \qquad K_2 = \frac{(p_{NO})^2}{(p_{N_2})\,(p_{O_2})} = 4{,}1\cdot10^{-31}$$

Como se observa, el valor de p_{NO} no aparece en la expresión de la constante K_p a calcular, por lo tanto, despejando dicho valor en K_1 y K_2 e igualando ambas expresiones se obtiene:

$$\left.\begin{array}{l}(p_{NO})^2 = K_1\,(p_{N_2O})\,(p_{O_2})^{½} \\ (p_{NO})^2 = K_2\,(p_{N_2})\,(p_{O_2})\end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad K_p = \frac{(p_{N_2O})}{(p_{N_2})\,(p_{O_2})^{½}} = \frac{K_2}{K_1}$$

Sustituyendo los valores de las constantes K_2 y K_1 se obtiene el valor de la constante K_p:

$$K_p = \frac{4{,}1\cdot10^{-31}}{1{,}7\cdot10^{-13}} = 2{,}4\cdot10^{-18}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.2. Dadas las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:

$N_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows N_2O(g)$ K_1

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ K_2

¿Cuál será la constante de equilibrio para el proceso?

$N_2O(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$

a) $K = K_1 + K_2$

b) $K = K_2 - K_1$

c) $K = K_2 / K_1$

d) $K = K_1 \cdot K_2$

(O.Q.L. Murcia 2007)

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 para los equilibrios dados son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[N_2O]}{[N_2]\,[O_2]^{½}} \qquad K_2 = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]}$$

La expresión de la constante K para el equilibrio propuesto es:

$$K = \frac{[NO]^2}{[N_2O]\,[O_2]^{½}}$$

Despejando $[N_2]$ de las expresiones de K_1 y K_2 e igualando ambas:

$$\left.\begin{array}{l}[\mathrm{N_2}] = \dfrac{1}{K_1}\cdot\dfrac{[\mathrm{N_2O}]}{[\mathrm{O_2}]^{½}} \\ [\mathrm{N_2}] = \dfrac{1}{K_2}\cdot\dfrac{[\mathrm{NO}]^2}{[\mathrm{O_2}]}\end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{1}{K_1}\cdot\frac{[\mathrm{N_2O}]}{[\mathrm{O_2}]^{½}} = \frac{1}{K_2}\cdot\frac{[\mathrm{NO}]^2}{[\mathrm{O_2}]}$$

Simplificando y ordenando se obtiene que el valor de la constante es:

$$K = \frac{[\mathrm{NO}]^2}{[\mathrm{N_2O}]\,[\mathrm{O_2}]^{½}} = \frac{K_2}{K_1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. Sabiendo que las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones son:
$N_2O(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ K_1
$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ K_2
La constante de equilibrio para la siguiente reacción:
$N_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows N_2O(g)$ es
a) $K_2 - K_1$
b) $(K_2)^{½}/K_1$
c) $K_2 - 2K_1$
d) K_2/K_1
e) $K_2/(K_1)^{½}$

(O.Q.L. País Vasco 2008)

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 para los equilibrios dados son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[\mathrm{NO}]^2}{[\mathrm{N_2O}]\,[\mathrm{O_2}]^{½}} \qquad K_2 = \frac{[\mathrm{NO}]^2}{[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{O_2}]}$$

La expresión de la constante K para el equilibrio propuesto es:

$$K = \frac{[\mathrm{N_2O}]}{[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{O_2}]^{½}}$$

Despejando $[\mathrm{NO}]^2$ de las expresiones de K_1 y K_2 e igualando ambas:

$$\left.\begin{array}{l}[\mathrm{NO}]^2 = K_1\,[\mathrm{N_2O}]\,[\mathrm{O_2}]^{½} \\ [\mathrm{NO}]^2 = K_2\,[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{O_2}]\end{array}\right\} \rightarrow \quad K_1\,[\mathrm{N_2O}]\,[\mathrm{O_2}]^{½} = K_2\,[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{O_2}]$$

Simplificando y ordenando se obtiene que el valor de la constante es:

$$K = \frac{[\mathrm{N_2O}]}{[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{O_2}]^{½}} = \frac{K_2}{K_1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.4. Sabiendo que las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones son K_1 y K_2:
$2\ NO(g) \leftrightarrows N_2(g) + O_2(g)$ K_1
$2\ NO(g) + Br_2(g) \leftrightarrows 2\ NOBr(g)$ K_2
La constante de equilibrio para la formación de un mol de NOBr(g) a partir de sus elementos en estado gaseoso se puede expresar por:
a) $K_2 - K_1$
b) K_2/K_1
c) $K_2 + K_1$
d) K_1/K_2

(O.Q.L. Madrid 2008)

La reacción correspondiente a la formación del NOBr(g) a partir de sus elementos es:

$$\tfrac{1}{2}\,N_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) + \tfrac{1}{2}\,Br_2(g) \leftrightarrows NOBr(g)$$

La expresión de la constante K_p de esta reacción es:

$$K_p = \frac{(p_{NOBr})}{(p_{N_2})^{1/2} \cdot (p_{O_2})^{1/2} \cdot (p_{Br_2})^{1/2}}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{(p_{N_2})\,(p_{O_2})}{(p_{NO})^2} \qquad\qquad K_2 = \frac{(p_{NOBr})^2}{(p_{NO})^2\,(p_{Br_2})}$$

Como se observa, el valor de p_{NO} no aparece en la expresión de la K_p a calcular, por lo que despejando dicho valor en las expresiones anteriores e igualando se obtiene:

$$\left.\begin{array}{l} (p_{NO})^2 = \dfrac{(p_{N_2})\,(p_{O_2})}{K_1} \\ (p_{NO})^2 = \dfrac{1}{K_2} \cdot \dfrac{(p_{NOBr})^2}{(p_{Br_2})} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{K_2}{K_1} = \frac{(p_{NOBr})^2}{(p_{N_2})\,(p_{O_2})\,(p_{Br_2})}$$

Sacando raíz cuadrada se obtiene el valor de la constante K_p:

$$K_p = \frac{(p_{NOBr})}{(p_{N_2})^{1/2} \cdot (p_{O_2})^{1/2} \cdot (p_{Br_2})^{1/2}} = \sqrt{\frac{K_2}{K_1}}$$

No existe ninguna respuesta correcta.

3.5. Determine el valor de la constante de equilibrio de la reacción:

$$2\,NOCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,NO_2(g) + Cl_2(g)$$

A partir de las constantes de las siguientes reacciones:

$$2\,NOCl(g) \leftrightarrows 2\,NO(g) + Cl_2(g) \qquad K_p = 1{,}7\cdot10^{-2}$$

$$2\,NO_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g) + O_2(g) \qquad K_p = 5{,}9\cdot10^{-5}$$

a) $1{,}0\cdot10^{-6}$

b) $1{,}0\cdot10^{-3}$

c) $3{,}5\cdot10^{-3}$

d) $2{,}9\cdot10^{2}$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Málaga 2018)

La expresión de la constante K_p de la reacción propuesta es:

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2\,(p_{Cl_2})}{(p_{NOCl})^2\,(p_{O_2})}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{NO})^2\,(p_{Cl_2})}{(p_{NOCl})^2} = 1{,}7\cdot10^{-2} \qquad\qquad K_{p_2} = \frac{(p_{NO})^2\,(p_{O_2})}{(p_{NO_2})^2} = 5{,}9\cdot10^{-5}$$

Como se observa, el valor de p_{NO} no aparece en la expresión de la K_p a calcular, por lo que despejando dicho valor en las ecuaciones anteriores e igualando se obtiene:

$$\left.\begin{array}{l} (p_{NO})^2 = K_{p_1} \cdot \dfrac{(p_{NOCl})^2}{(p_{Cl_2})} \\ (p_{NO})^2 = K_{p_2} \cdot \dfrac{(p_{NO_2})^2}{(p_{O_2})} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{K_{p_1}}{K_{p_2}} = \frac{(p_{NO_2})^2\,(p_{Cl_2})}{(p_{NOCl})^2\,(p_{O_2})}$$

Sustituyendo los valores de las constantes K_{p_1} y K_{p_2} se obtiene el valor de la constante K_p:

$$K_p = \frac{K_{p_1}}{K_{p_2}} = \frac{1{,}7\cdot10^{-2}}{5{,}9\cdot10^{-5}} = 2{,}9\cdot10^{2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.6. Calcule el valor de K_c para la reacción:

$2\,H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,H_2O(g)$

A partir de los siguientes datos a 1.200 K:

i) $C(grafito) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\,CO(g)$ $\quad K_{c_1} = 0{,}640$

ii) $CO_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows CO(g) + H_2O(g)$ $\quad K_{c_2} = 1{,}40$

iii) $C(grafito) + ½\,O_2(g) \leftrightarrows CO(g)$ $\quad K_{c_3} = 1{,}00\cdot10^{8}$

a) $2{,}19\cdot10^{9}$

b) $4{,}79\cdot10^{16}$

c) $6{,}02\cdot10^{14}$

d) $5{,}64\cdot10^{10}$

e) $3{,}24\cdot10^{12}$

(O.Q.N. Valencia 2011)

La expresión de la constante K_c de la reacción propuesta es:

$$K_c = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2\,[O_2]}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{c_1} = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = 0{,}640 \qquad K_{c_2} = \frac{[CO]\,[H_2O]}{[CO_2]\,[H_2]} = 1{,}40 \qquad K_{c_3} = \frac{[CO]}{[O_2]^{½}} = 1{,}00\cdot10^{8}$$

Como se observa, $[CO_2]$ se encuentra en K_{c_2} y K_{c_1} y se elimina diviendo ambas expresiones entre sí:

$$\frac{K_{c_2}}{K_{c_1}} = \frac{\dfrac{[CO]\,[H_2O]}{[CO_2]\,[H_2]}}{\dfrac{[CO]^2}{[CO_2]}} = \frac{[H_2O]}{[CO]\,[H_2]}$$

Multiplicando esta expresión por K_{c_3} se elimina [CO]:

$$\frac{K_{c_2}}{K_{c_1}}\cdot K_{c_3} = \frac{[H_2O]}{[CO]\,[H_2]}\cdot\frac{[CO]}{[O_2]^{½}} = \frac{[H_2O]}{[H_2]\,[O_2]^{½}}$$

Elevando todo al cuadrado se obtiene el valor de la constante de la reacción propuesta:

$$K_c = \left(\frac{K_{c_2}}{K_{c_1}}\cdot K_{c_3}\right)^2 = \left(\frac{1{,}40}{0{,}640}\cdot 1{,}00\cdot10^{8}\right)^2 = 4{,}79\cdot10^{16}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.7. Dadas las constantes de equilibrio:

$A(g) + B(g) \leftrightarrows C(g)$ $\quad K_p = 0{,}0030$

$C(g) \leftrightarrows D(g) + E(g)$ $\quad K_p = 0{,}050$

la constante del equilibrio $A(g) + B(g) \leftrightarrows D(g) + E(g)$ será:

a) 0,053

b) 0,047

c) $1{,}5\cdot10^{-4}$

d) 0,06

e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2012)

La expresión de la constante K_p de la reacción propuesta es:

$$K_p = \frac{(p_D)\,(p_E)}{(p_A)\,(p_B)}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{p_1} = \frac{(p_C)}{(p_A)\,(p_B)} = 0{,}0030 \qquad K_{p_2} = \frac{(p_D)\,(p_E)}{(p_C)} = 0{,}050$$

Como se observa, el valor de p_C no aparece en la expresión de la K_p a calcular, por tanto, despejando dicho valor en K_{p_1} y K_{p_2} e igualando se obtiene:

$$\left.\begin{array}{r} p_C = K_{p_1}\,(p_A)\,(p_B) \\ p_C = \dfrac{(p_D)\,(p_E)}{K_{p_2}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad K_{p_1} \cdot K_{p_2} = \frac{(p_D)\,(p_E)}{(p_A)\,(p_B)} = K_p$$

Sustituyendo los valores de las constantes K_{p_1} y K_{p_2} se obtiene el valor de la constante K_p:

$$K_p = 0{,}0030 \cdot 0{,}050 = 1{,}5{\cdot}10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.8. A partir de las constantes de equilibrio de las reacciones 1 y 2, la constante de equilibrio K_3 de la reacción 3 se puede expresar como:

1) $2\,P(g) + 3\,Cl_2(g) \leftrightarrows 2\,PCl_3(g)$ K_1
2) $PCl_3(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows PCl_5(g)$ K_2
3) $2\,PCl_5(g) \leftrightarrows 2\,P(g) + 5\,Cl_2(g)$ K_3

a) $K_2 - K_1$
b) $2\,K_2 - K_1$
c) $1/(K_1 + K_2)$
d) $1/(K_1 \cdot K_2^{\,2})$
e) $K_1 + 2\,K_2$

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las expresiones de las constantes K_1 y K_2 para los equilibrios dados son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[PCl_3]^2}{[P]^2\,[Cl_2]^3} \qquad K_2 = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

La expresión de las constante K_3 para el equilibrio propuesto es:

$$K_3 = \frac{[P]^2\,[Cl_2]^5}{[PCl_5]^2}$$

Despejando $[PCl_3]$ de las expresiones de K_1 y K_2 e igualando:

$$\left.\begin{array}{r} [PCl_3]^2 = K_1\,[P]^2\,[Cl_2]^3 \\ [PCl_3]^2 = (K_2)^2\,\dfrac{[PCl_5]^2}{[Cl_2]^2} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad K_1\,[P]^2\,[Cl_2]^3 = (K_2)^2\,\frac{[PCl_5]^2}{[Cl_2]^2}$$

Simplificando y ordenando se obtiene:

$$K_3 = \frac{[P]^2\,[Cl_2]^5}{[PCl_5]^2} = \frac{1}{K_1\,(K_2)^2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.9. Conociendo las siguientes constantes de equilibrio a 25 °C:

$S(s) + O_2(g) \leftrightarrows SO_2(g)$ $\qquad K_1 = 4{,}2\cdot10^{52}$

$2\ S(s) + 3\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$ $\qquad K_2 = 9{,}8\cdot10^{128}$

Calcule la constante de equilibrio a 25 °C de la siguiente reacción:

$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$

a) $4{,}1\cdot10^{181}$

b) $5{,}6\cdot10^{23}$

c) $2{,}3\cdot10^{76}$

d) $4{,}3\cdot10^{-77}$

e) $1{,}8\cdot10^{-24}$

(O.Q.L. Madrid 2015)

La expresión de la constante K_p de la reacción problema es:

$$K_p = \frac{(p_{SO_3})^2}{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{SO_2})}{(p_{O_2})} = 4{,}2\cdot10^{52} \qquad K_{p_2} = \frac{(p_{SO_3})^2}{(p_{O_2})^3} = 9{,}8\cdot10^{128}$$

Como se observa, el valor de p_{SO_2} debe aparecer en la expresión de la K_p a calcular elevado al cuadrado y en el denominador, por lo tanto, dividiendo K_{p_2} entre $(K_{p_1})^2$, se obtiene:

$$K_p = \frac{K_{p_2}}{(K_{p_1})^2} = \frac{\dfrac{(p_{SO_3})^2}{(p_{O_2})^3}}{\dfrac{(p_{SO_2})^2}{(p_{O_2})^2}} = \frac{(p_{SO_3})^2}{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{9{,}8\cdot10^{128}}{(4{,}2\cdot10^{52})^2} = 5{,}6\cdot10^{23}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.10. La constante termodinámica, *K*, para las siguientes reacciones hipotéticas que se encuentran en equilibrio, viene indicada para cada proceso:

$A \leftrightarrows B$ $\qquad K_1 = 2{,}0$

$B \leftrightarrows C$ $\qquad K_2 = 0{,}010$

¿Cuál es el valor de *K* para la reacción siguiente?

$2\ C \leftrightarrows 2\ A$

a) 2.500

b) 50

c) 25

d) $4{,}0\cdot10^{-4}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La expresión de la constante K de la reacción problema es:

$$K = \frac{(p_A)^2}{(p_C)^2}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{(p_B)}{(p_A)} = 2{,}0 \qquad K_2 = \frac{(p_C)}{(p_B)} = 0{,}010$$

Como se observa, el valor de p_B no debe aparecer en la expresión de K y las otras presiones deben aparecer elevadas al cuadrado, por tanto, multiplicando $(1/K_2)^2$ por $(1/K_1)^2$, se obtiene:

$$K = \frac{1}{(K_1)^2} \cdot \frac{1}{(K_2)^2} = \frac{(p_A)^2}{(p_B)^2} \cdot \frac{(p_B)^2}{(p_C)^2} = \frac{(p_A)^2}{(p_C)^2}$$

El valor de la constante K es:

$$K = \frac{1}{(2{,}0)^2} \cdot \frac{1}{(0{,}010)^2} = 25$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.11. Dados los siguientes equilibrios:

$C(s) + 2\ H_2O(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2(g)$ $\quad K_{p_1} = 3{,}85$

$CO_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows CO(g) + H_2O(g)$ $\quad K_{p_2} = 0{,}71$

Calcule el valor de la constante K_p para el equilibrio:

$C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$

a) 1,9
b) 5,4
c) 4,7
d) 3,1

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La reacción propuesta corresponde a un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{CO})^2}{(p_{CO_2})}$$

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{CO_2})\,(p_{H_2})^2}{(p_{H_2O})^2} = 3{,}85 \qquad K_{p_2} = \frac{(p_{CO})\,(p_{H_2O})}{(p_{CO_2})\,(p_{H_2})} = 0{,}71$$

Elevando K_{p_2} al cuadrado y multiplicando por K_{p_1} se eliminan p_{H_2} y p_{H_2O} y se obtiene:

$$K_{p_1}\,(K_{p_2})^2 = \frac{(p_{CO_2})\,(p_{H_2})^2}{(p_{H_2O})^2} \cdot \frac{(p_{CO})^2\,(p_{H_2O})^2}{(p_{CO_2})^2\,(p_{H_2})^2} = \frac{(p_{CO})^2}{(p_{CO_2})} = K_p$$

El valor de la constante de la reacción propuesta es:

$$K_p = 3{,}85 \cdot (0{,}71)^2 = 1{,}9$$

La respuesta correcta es la **a**.

4. COCIENTE DE REACCIÓN

4.1. El dióxido de nitrógeno puede obtenerse de acuerdo a la siguiente reacción:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

En un recipiente de 2,00 L se introducen 2,50 mol de O_2, 4,50 mol de NO y 6,50 mol de NO_2. Sabiendo que a 1.000 K la constante de equilibrio, K_c, es 1,20:

a) El sistema está en equilibrio.

b) El sistema no está en equilibrio y para alcanzar este deberá disminuir la concentración de NO_2.

c) El sistema no está en equilibrio y para alcanzar este deberá aumentar la concentración de NO_2.

d) El sistema no está en equilibrio y para alcanzar este deberá disminuir la concentración de NO y O_2.

(O.Q.L. Asturias 1994)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies implicadas en el equilibrio:

$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2\,[O_2]} = \frac{\left(\frac{6{,}50}{2{,}00}\right)^2}{\left(\frac{4{,}50}{2{,}00}\right)^2 \cdot \left(\frac{2{,}5}{2{,}00}\right)} = 1{,}67$$

Como se observa, $Q_c > K_c$, lo que implica que el sistema no se encuentra en equilibrio.

Para que se alcance el equilibrio Q_c debe hacerse menor hasta igualarse a K_c. Para ello debe disminuir $[NO_2]$ y aumentar [NO] y $[O_2]$, por lo que la reacción evoluciona hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

4.2. Para la siguiente reacción:

$$2\ H_2O(g) + 2\ Cl_2(g) \leftrightarrows 4\ HCl(g) + O_2(g) \qquad K_p = 8{,}0 \text{ a } 900\ K.$$

Si las presiones iniciales de $H_2O(g)$ y $Cl_2(g)$ son 0,10 atm cada una y las presiones de HCl(g) y $O_2(g)$ son 0,25 atm cada una, ¿cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

a) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.

b) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.

c) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.

d) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.

e) La reacción está en equilibrio.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Cádiz 2018)

La expresión del cociente de reacción, Q_p, se calcula con las presiones parciales iniciales:

$$Q_p = \frac{(p_{HCl})^4\,(p_{O_2})}{(p_{H_2O})^2\,(p_{Cl_2})^2}$$

El valor del cociente de reacción, Q_p, es:

$$Q_p = \frac{(0{,}25)^4 \cdot (0{,}25)}{(0{,}10)^2 \cdot (0{,}10)^2} = 9{,}8$$

Como se observa, $Q_p > K_p$, y para que se alcance el equilibrio, Q_p debe hacerse menor hasta igualarse a K_p. Para ello debe disminuir el numerador y aumentar el denominador, por lo que la reacción tiene lugar hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

4.3. La descomposición del $NaHCO_3$ tiene lugar según la reacción:

$$2\ NaHCO_3(s) \leftrightarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g) \qquad K_c = 2{,}5\cdot10^4 \text{ a } 100\ °C.$$

Si un matraz de 2,0 L contiene 2,5 mol de $NaHCO_3$, 0,15 mol de Na_2CO_3, $2{,}5\cdot10^{-2}$ mol de CO_2 y $4{,}0\cdot10^{-2}$ mol de H_2O a 100 °C. Se puede afirmar que en el matraz:

a) Nunca se alcanzará el equilibrio.

b) Para alcanzar el equilibrio se formará más $NaHCO_3$.

c) Se ha alcanzado el equilibrio.

d) Para alcanzar el equilibrio se formará más Na_2CO_3, CO_2 y H_2O.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2001)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [CO_2]\,[H_2O]$$

Al existir inicialmente todas las especies del equilibrio, es preciso calcular el valor del cociente de reacción, Q_c, para saber el sentido en el que evoluciona el sistema para alcanzar el equilibrio:

$$Q_c = [CO_2]_0\,[H_2O]_0 = \frac{2{,}5\cdot10^{-2}\text{ mol } CO_2}{2{,}0\text{ L}} \cdot \frac{4{,}0\cdot10^{-2}\text{ mol } H_2O}{2{,}0\text{ L}} = 2{,}5\cdot10^{-4}$$

Como se observa, $Q_c \neq K_c$, por tanto, el sistema no se encuentra en equilibrio. Para que el sistema alcance el equilibrio a esta temperatura el valor de Q_c debe hacerse mayor hasta igualarse a K_c, para ello, $[CO_2]$ y $[H_2O]$ y deben aumentar, por este motivo el equilibrio se desplaza hacia la formación de CO_2, H_2O y Na_2CO_3.

La respuesta correcta es la **d**.

4.4. La constante de equilibrio de la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g) \qquad K_p = 0{,}35$$

Si se llena un recipiente con SO_3 con una presión parcial de 0,10 atm y con SO_2 y O_2 con una presión parcial cada uno de 0,20 atm, ¿la reacción está en equilibrio?

a) No está en equilibrio.

b) La información es insuficiente para decidir.

c) Dependerá de la presión total.

d) Sí está en equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Valencia 2015)

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{SO_3})^2}{(p_{SO_2})^2\,(p_{O_2})} = 0{,}35$$

Sustituyendo en la expresión anterior los valores de las concentraciones dados se obtiene el cociente de reacción, Q_p:

$$Q_p = \frac{0{,}10^2}{0{,}20^2 \cdot 0{,}20} = 1{,}3$$

Como $Q_p > K_p$ quiere decir que el sistema no está en equilibrio. Para que se alcance este es preciso que Q_p se haga menor hasta que se iguale a K_p y para ello debe desplazarse hacia la formación de SO_2 y O_2.

La respuesta correcta es la **a**.

4.5. El $Ag_2CO_3(s)$ se descompone según la reacción, $Ag_2CO_3(s) \leftrightarrows Ag_2O(s) + CO_2(g)$, siendo $K_p = 0{,}0095$ a 120 °C. Si se quiere impedir cualquier pérdida de peso al pesar Ag_2CO_3 a 120 °C, la presión parcial del CO_2 deberá ser:

a) Mayor que 0,0095 atm.

b) Menor que 0,0095 atm.

c) Igual a 1 atm.

d) Igual a la presión parcial del $Ag_2O(s)$.

(O.Q.L: Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2005)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

Si $p_{CO_2} > 0{,}0095$ atm, entonces, $Q_p > K_p$ y, para que se alcance de nuevo el equilibrio a esa temperatura el sistema se debe desplazar hacia la formación de Ag_2CO_3.

La respuesta correcta es la **a**.

4.6. Se introduce en un recipiente una mezcla formada por el mismo número de moléculas de N_2, O_2 y NO. La reacción transcurre a 2.200 °C hasta que se alcanza el siguiente equilibrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$$

Si a esa temperatura la constante $K_p = 5{,}05$; indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) Antes de comenzar la reacción química, las presiones parciales de los tres componentes sin distintas.
b) En el equilibrio, la presión parcial del NO es el doble de la presión parcial del N_2.
c) En el equilibrio, la presión parcial del N_2 es menor que la presión parcial del NO.
d) En el equilibrio, el número de moléculas de NO es el doble del número de moléculas de O_2.
e) La constante de equilibrio K_c no es igual a K_p.

(O.Q.L. Sevilla 2005)

a) Falso. Si el número de moléculas de las tres especies es el mismo su número de moles también y las respectivas fracciones molares también lo serán y, de acuerdo con la ley de Dalton de las de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\ y_i$$

estas presiones también serán idénticas.

b) Falso. La expresión de la constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{NO})^2}{(p_{N_2})\ (p_{O_2})}$$

donde según las cantidades iniciales y la estequiometría de la reacción se cumple que, $p_{N_2} = p_{O_2}$. Además, el valor del cociente de reacción, Q_p es:

$$Q_p = \frac{(p_{NO})_0^2}{(p_{N_2})_0 \cdot (p_{O_2})_0} = 1$$

Como $K_p > Q_p$, para que se alcance el equilibrio el sistema debe desplazarse hacia la formación de NO, por tanto, debe aumentar la presión parcial del NO y disminuir las presiones parciales del N_2 y O_2, pero teniendo el cuenta el valor de la constante K_p se cumple que $p_{NO} > p_{N_2}$, pero no será el doble.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. Según se ha justificado en los apartados a y b.

e) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (1 + 1) = 0

En este caso se cumple que, $K_p = K_c$.

La respuesta correcta es la **c**.

4.7. Si el valor de K_c para la reacción A ⇆ B es 2, y se mezclan 2 mol de A con 2 mol de B, para alcanzar el equilibrio:
a) Aumentará el número de moles de A.
b) Aumentará el número de moles de B.
c) Aumentará tanto el número de moles de A como de B.
d) No pasará nada, porque ya se está en la situación de equilibrio.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} = 2$$

Si se parte de los mismos moles de A y B, el cociente de reacción, $Q_c = 1$.

Como $K_c > Q_c$, para que se alcance el equilibrio el sistema debe desplazarse hacia la formación de B, por lo tanto, debe aumentar el número de moles de B y disminuir el número de moles de A.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. Se prepara una disolución con $[Ag^+] = [Fe^{2+}] = 0{,}050$ M y $[Fe^{3+}] = 0{,}150$ M. Sabiendo que la constante de equilibrio para la siguiente reacción es $K_c = 2{,}98$

$$Ag^+(aq) + Fe^{2+}(aq) \leftrightarrows Ag(s) + Fe^{3+}(aq)$$

Se puede afirmar que:
a) Se producirá una reacción de izquierda a derecha.
b) Se producirá una reacción de derecha a izquierda.
c) La reacción se encuentra en equilibrio.
d) No se puede predecir el sentido de la reacción.
e) Estos reactivos no pueden reaccionar.

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2016)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies implicadas en el equilibrio:

$$Q_c = \frac{[Fe^{3+}]}{[Ag^+]\,[Fe^{2+}]} = \frac{0{,}150}{0{,}050^2} = 60$$

Como se observa, $Q_c > K_c$, y para que se alcance el equilibrio Q_c debe hacerse menor hasta igualarse a K_c. Para ello debe disminuir el numerador y aumentar el denominador, por lo que, suponiendo que hay cantidad suficiente de Ag(s), la reacción se produce de derecha a izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

4.9. Para una reacción en la que $Q_c > K_c$, se puede afirmar que:
a) Se encuentra en equilibrio.
b) Se desplaza hacia la izquierda.
c) Se desplaza hacia la derecha.
d) Es exotérmica.

(O.Q.L. Madrid 2010)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies reaccionantes:

$$Q_c = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$

Si $Q_c > K_c$, para que se alcance el equilibrio Q_c debe hacerse menor hasta igualarse a K_c. Para ello debe disminuir el numerador y aumentar el denominador, por lo que la reacción transcurre hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

4.10. Se tiene el siguiente equilibrio:

$$CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows COCl_2(g) \qquad K_c = 5$$

En un recipiente se introducen las concentraciones siguientes: $[CO] = 2$ M; $[Cl_2] = 2$ M; $[COCl_2] = 20$ M.
a) El sistema se encuentra en equilibrio y no cambian las concentraciones iniciales.
b) El sistema no se encuentra en equilibrio y aumentan $[CO]$ y $[Cl_2]$.
c) El sistema no se encuentra en equilibrio y aumenta $[COCl_2]$.
d) Introduciendo un catalizador aumentarán $[COCl_2]$, $[CO]$ y $[Cl_2]$.

(O.Q.L. Asturias 2012)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies reaccionantes:

$$Q_c = \frac{[COCl_2]}{[CO]\,[Cl_2]} = \frac{20}{2 \cdot 2} = 5$$

Como se observa, $Q_c = K_c$, por tanto, el sistema se encuentra en equilibrio y no cambian las concentraciones iniciales.

La respuesta correcta es la **a**.

4.11. La constante de equilibrio, K_c, para la reacción en fase gaseosa:

$$H_2 + I_2 \leftrightarrows 2\,HI \qquad \text{es 55,3 a 700 K.}$$

¿Qué ocurrirá si se mezclan en un recipiente cerrado las tres sustancias a las siguientes presiones parciales, $p_{H_2} = 0{,}02$ atm; $p_{I_2} = 0{,}02$ atm; $p_{HI} = 0{,}70$ atm?
a) La reacción tiene lugar hacia la derecha.
b) La reacción está en equilibrio.
c) La reacción tiene lugar hacia la izquierda.
d) Al no conocer K_p no se puede decir nada del comportamiento.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas $= 2 - (1 + 1) = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 55{,}3$.

El valor del cociente de reacción, Q_p, se calcula con las presiones iniciales:

$$Q_p = \frac{0{,}070^2}{0{,}02 \cdot 0{,}02} = 1{,}2{\cdot}10^3$$

Como se observa, $Q_p > K_p$, y para que se alcance el equilibrio Q_p debe hacerse menor hasta igualarse a K_p. Para ello debe disminuir el numerador y aumentar el denominador, por lo que la reacción tiene lugar hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

4.12. Para una reacción química reversible, a una determinada temperatura, el cociente de reacción, Q, es superior a K_c, la evolución espontánea de la reacción será:
a) Hacia la formación de los productos.
b) Hacia la regeneración de los reactivos.
c) Se desplazará en un sentido u otro según la estequiometría de la reacción.
d) Si no cambian las condiciones externas, las concentraciones de reactivos y productos permanecerán inalteradas.

(O.Q.L. Murcia 2016)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies implicadas en el equilibrio. Si $Q_c > K_c$, para que se alcance el equilibrio Q_c debe hacerse menor hasta igualarse a K_c. Para ello debe disminuir el numerador y aumentar el denominador, por lo que la reacción transcurre hacia la regeneración de los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2010).

4.13. Para el equilibrio:

$$2\,SO_3(g) \leftrightarrows 2\,SO_2(g) + O_2(g) \qquad K_c\ (700\ °C) = 4{,}8\cdot10^{-3}$$

Si en un determinado instante las concentraciones de las tres sustancias son: $[SO_3] = 0{,}60$ M, $[SO_2] = 0{,}15$ M y $[O_2] = 0{,}025$ M, ¿cómo evolucionará el sistema?

a) Desaparecerá algo más de SO_3.

b) Se formará algo más de SO_3.

c) Desaparecerá algo de SO_2.

d) No se modifican las concentraciones.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]} = 4{,}8\cdot10^{-3}$$

Sustituyendo en la expresión anterior los valores de las concentraciones propuestos se obtiene el cociente de reacción, Q_c:

$$Q_c = \frac{0{,}60^2}{0{,}10^2 \cdot 0{,}025} = 1{,}4\cdot10^{3}$$

Como $Q_c > K_c$ quiere decir que el sistema no está en equilibrio.

Para que se alcance el equilibrio es preciso que Q_c se haga menor hasta que se iguale a K_c. Esto se consigue disminuyendo el numerador y aumentando el denominador, por lo tanto, el sistema debe desplazarse hacia la formación de SO_3.

La respuesta correcta es la **b**.

4.14. Cada una de las mezclas siguientes se coloca en un recipiente cerrado y se deja en reposo. Señale las que pueden alcanzar el equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

I. $CaCO_3$ puro.

II. CaO y una presión de CO_2 mayor que el valor de K_p.

III. Un poco de $CaCO_3$ y una presión de CO_2 mayor que el valor de K_p.

IV. $CaCO_3$ y CaO.

a) I y II

b) II y III

c) III y IV

d) I, II y IV

(O.Q.L. Asturias 2016)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y como hay un único componente gaseoso la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

Caso I. El sistema se desplaza hacia la formación de CaO y CO_2 y se alcanza el equilibrio.

Caso II. Si $p_{CO_2} > K_p$, entonces, $Q_p > K_p$, el sistema se desplaza hacia la formación de $CaCO_3$ y se alcanza el equilibrio.

Caso III. Como hay poco $CaCO_3$ e inicialmente falta CaO es imposible que se alcance el equilibrio.

Caso IV. Como inicialmente falta CO_2 el sistema se desplaza hacia su formación y se alcanza el equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

4.15. La disociación a 25 °C del $N_2O_4(g)$ para dar $NO_2(g)$ tiene una constante K_c de $4{,}65\cdot10^{-3}$. Si en un recipiente de 2,0 L se introducen esos dos gases en concentraciones iguales a 0,50 M y a 25 °C, se puede afirmar que:
a) El sistema no evolucionará porque está en equilibrio.
b) El sistema evolucionará para formar más NO_2.
c) El sistema evolucionará para formar más N_2O_4.
d) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación química correspondiente al equilibrio propuesto es:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 4{,}65\cdot10^{-3}$$

Sustituyendo en la expresión anterior los valores de las concentraciones propuestos se obtiene el cociente de reacción, Q_c:

$$Q_c = \frac{(0{,}50/2{,}0)^2}{0{,}50/2{,}0} = 0{,}25$$

Como $Q_c > K_c$ quiere decir que el sistema no está en equilibrio.

Para que se alcance el equilibrio es preciso que Q_c se haga menor hasta que se iguale a K_c. Esto se consigue disminuyendo el numerador y aumentando el denominador, por tanto, el sistema evolucionará para formar más N_2O_4.

La respuesta correcta es la **c**.

4.16. En un reactor se introducen 2,00 mol de A(g); 1,00 mol de B(g) y 1,00 mol de C(g). Estas sustancias participan en el equilibrio químico representado por la ecuación:

$$2\ A(g) \rightleftarrows B(g) + C(g)$$

A la temperatura de trabajo, la constante $K_c = 0{,}500$. Con estos datos puede asegurarse que:
a) El sistema ya está en equilibrio inicialmente por lo que no evolucionará.
b) El sistema no está inicialmente en equilibrio y evolucionará hacia la derecha originando B(g) y C(g).
c) El sistema no está inicialmente en equilibrio y evolucionará hacia la izquierda originando A(g).
d) No puede saberse la situación inicial del sistema al desconocer el volumen del reactor.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

El valor del cociente de reacción, Q_c, se calcula con las concentraciones iniciales de las especies implicadas en el equilibrio:

$$Q_c = \frac{[B]\,[C]}{[A]^2} = \frac{1{,}00 \cdot 1{,}00}{2{,}00^2} = 0{,}250$$

Como se observa, $Q_c < K_c$, lo que implica que el sistema no se encuentra en equilibrio.

Para que se alcance el equilibrio Q_c debe hacerse mayor hasta igualarse a K_c. Para ello debe aumentar el numerador y disminuir el denominador, por lo que la reacción evoluciona hacia la derecha originando B y C.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1994).

5. MODIFICACIÓN DE LAS CONDICIONES DE EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

5.1. Para la reacción en equilibrio:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g) \qquad \Delta H° = -190\ kJ$$

que se produce en un recipiente cerrado, la concentración de $O_2(g)$ aumentará:
a) Si se añade $SO_2(g)$
b) Si se añade $SO_3(g)$
c) Si se añade $N_2(g)$
d) Si se disminuye la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 1987)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade $SO_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, en este caso, hacia la producción de SO_3.

b) **Verdadero**. Si se añade $SO_3(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia, en este caso, hacia la producción de O_2 y SO_2.

c) Falso. Si se añade $N_2(g)$, un gas inerte para esta reacción, a volumen constante, el resultado es un aumento de la presión, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de los componentes del equilibrio, lo que hace que no cambie K_p, por tanto, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

d) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y aumente esta. Como se trata de un proceso exotérmico, se desplaza hacia la producción de SO_3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.2. Para la reacción:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H° = -92{,}4\ kJ$$

cuál de las siguientes propuestas es cierta:
a) Las constantes K_p y K_c son iguales.
b) Al aumentar la temperatura disminuye el rendimiento en la obtención del producto.
c) La variación de presión no altera las composiciones del equilibrio.
d) La reacción a baja presión favorece la obtención del producto.

(O.Q.L. Asturias 1987)

a) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (3 + 1) – 0 = –2

Se obtiene, $K_p = K_c\ (RT)^{-2}$.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos, con lo que disminuye el rendimiento en la obtención del producto.

c) Falso. Si aumenta o disminuye la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que esta descienda o aumente, es decir, hacia la disminución o aumento del número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Como en este caso, el número de moléculas gaseosas en ambos miembros de la reacción diferente, las variaciones de la presión sí que alteran la composición del equilibrio.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior, la disminución de la presión desplaza el equilibrio hacia la formación de los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

5.3. En la reacción en fase gaseosa:

$$2\ NO \leftrightarrows N_2 + O_2 \qquad \Delta H° = -182\ kJ\ mol^{-1}$$

Señale las propuestas correctas:

a) K_p no depende de T.

b) K_p aumenta al aumentar T.

c) K_p varía al adicionar NO.

d) K_p aumenta cuando aumenta la presión.

e) No se puede predecir la variación de K_p.

(O.Q.L. Asturias 1991)

a) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico formulada por Guldberg y Waage (1864), la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.

b) Falso. La ecuación de van't Hoff (1884) permite estudiar la variación de la constante K_p con la temperatura:

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H°}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Considerando que $\Delta H < 0$ (proceso exotérmico) y si:

$$T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) > 0$$

Entonces se cumple que:

$$\ln\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} < 0 \quad \rightarrow \quad K_{p_2} < K_{p_1}$$ en un proceso exotérmico, si T aumenta, K_p disminuye.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Para la opción c) existen dos posibilidades:

c) Falso. Si se añade NO(g) y se considera que la temperatura permanece constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, en este caso, hacia la producción de N_2 y O_2, sin embargo, la constante K_p no varía.

c) **Verdadero**. Si se añade NO(g) y se considera que la temperatura no permanece constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, en este caso, hacia la producción de N_2 y O_2. Teniendo en cuenta que la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{N_2})\,(p_{O_2})}{(p_{NO})^2}$$

como aumenta el numerador y disminuye el denominador, la constante K_p aumenta.

d) Falso. Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas

gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el aumento de presión no influye en el equilibrio al existir el mismo número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción, por tanto, no varía la constante K_p.

e) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta es correcta es la **c**.

5.4. Indique si alguna de las siguientes propuestas no es falsa:
$$CH_3COOH(l) + 2\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H^\circ = -870{,}3\ kJ$$
a) Si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
b) K_c no depende de la temperatura.
c) El equilibrio se desplaza hacia la derecha al aumentar la presión.
d) K_c no varía con la presión.

(O.Q.L. Asturias 1992)

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y, por tanto, descienda la temperatura. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la izquierda (formación de los reactivos).

b) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico formulada por Guldberg y Waage (1864), la constante de equilibrio solo depende de la temperatura y existe un único de valor de la constante para cada temperatura.

c) Falso. Al aumentar la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Si el sistema posee igual número de moles de gas en reactivos y productos, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

5.5. La reacción $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ es endotérmica, con $\Delta H^\circ = 56{,}9$ kJ.
Suponiendo que se introduce en un contenedor vacío y cerrado $N_2O_4(g)$, una vez alcanzado el equilibrio, ¿cómo podría disminuirse la cantidad de NO_2?
a) Aumentando el volumen del recipiente.
b) Aumentando la presión en el contenedor.
c) Aumentando la temperatura.
d) Añadiendo un catalizador al sistema.

(O.Q.L. Asturias 1993)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. Al disminuir esta, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la presión aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de NO_2.

b) **Verdadero**. Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de N_2O_4 disminuyendo la cantidad de NO_2.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO_2.

d) Falso. Si se añade un catalizador aumenta la velocidad de la reacción directa e inversa por lo que no se disminuye la cantidad de NO_2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.6. En una disolución se tienen los siguientes equilibrios simultáneos:

$$Cu^{2+}(aq) + 4\ NH_3(aq) \leftrightarrows [Cu(NH_3)_4]^{2+}\ (aq)$$
$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$
$$3\ OH^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \leftrightarrows Fe(OH)_3(s)$$

Si se añaden más iones Fe^{3+} a la disolución, ¿qué sucederá?
a) Aumentará la concentración de Cu^{2+}.
b) Aumentará la concentración de $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.
c) Disminuirá la concentración de Cu^{2+}.
d) Disminuirá la concentración de NH_4^+.

(O.Q.L. Asturias 1994)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se añade Fe^{3+}, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma los iones Fe^{3+} añadidos lo que provoca la disminución de la concentración de OH^- en el equilibrio.

▪ Esta disminución de la concentración de OH^- en el tercer equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, provoca que el segundo equilibrio se desplace hacia la derecha, con lo que el NH_3 se disocia para reponer los iones OH^- consumidos, lo que también aumenta la concentración de NH_4^+.

▪ La disminución de la concentración de NH_3 en el segundo equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, provoca que el primer equilibrio se desplace hacia la izquierda, con lo que el $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ se disocia para reponer el NH_3 consumido, lo que también aumenta la concentración de Cu^{2+}.

La respuesta correcta es la **a**.

5.7. Para la siguiente reacción:

$$NO(g) + CO(g) \leftrightarrows \tfrac{1}{2}\ N_2(g) + CO_2(g) \qquad \Delta H = -374\ kJ$$

¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?
a) Alta temperatura y baja presión.
b) Baja temperatura y baja presión.
c) Alta temperatura y alta presión.
d) Baja temperatura y alta presión.
e) Ninguna de estas condiciones.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Cádiz 2018) (O.Q.L. La Rioja 2020) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si disminuye la temperatura, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y, por tanto, aumente la temperatura. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de los productos.

▪ Si aumenta la presión, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de los productos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.8. Para el equilibrio:

$$2\,NO_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g) + O_2(g)$$

a) $K_p = K_c$.
b) Se favorece la obtención del NO al aumentar la presión.
c) Se desplaza a la izquierda al añadir O_2.
d) Se desplaza a la derecha al añadir un catalizador.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (2 + 1) – 2 = 1

En este caso se cumple que $K_c \neq K_p$.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

b) Falso. Al aumentar la presión total del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el el sentido en el que baje esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de NO_2.

c) **Verdadero**. Si se añade O_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la izquierda.

d) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por lo tanto, no se modifica el equilibrio.

La respuesta correcta es la **c**.

5.9. La reacción:

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g)$$

se encuentra en equilibrio a unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Al añadir nitrógeno a la mezcla, sucede que:
a) Nada, porque no se puede alterar el equilibrio.
b) Se desplaza el equilibrio a la izquierda, para que también aumente la concentración de O_2.
c) Disminuye el valor de la constante de equilibrio.
d) Se desplaza el equilibrio a la derecha, con el fin de compensar el efecto del aumento de la concentración de N_2.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Galicia 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade $N_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia reaccionando con $O_2(g)$ por lo que el sistema se desplaza hacia la derecha.

Las nuevas cantidades de las sustancias en el equilibrio son diferentes a las existentes antes de añadir más $N_2(g)$ pero la relación entre ellas se mantiene de acuerdo con la expresión de K_p por lo que el valor de la constante de equilibrio no cambia al no variar la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

5.10. Suponga una reacción endotérmica en fase gaseosa del tipo 2 A ⇆ B:
a) El equilibrio se desplaza a la izquierda al aumentar la presión.
b) Al aumentar la temperatura aumenta la constante de equilibrio.
c) La constante de equilibrio es independiente de la temperatura.
d) Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Cantabria 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la derecha.

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Al alcanzarse el nuevo equilibrio se tiene que la cantidad de B es mayor que la existente en el equilibrio anterior, mientras que la cantidad de A es menor. Teniendo en cuenta que la expresión de K_c es:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]^2}$$

el valor de la constante K_c a la nueva temperatura es mayor que el anterior.

c) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico existe un valor de la constante de equilibrio para cada temperatura.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

5.11. Considere el sistema en equilibrio:
$Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ Cl(g)$ $\Delta H > 0$
Si se aporta calor al sistema:
a) Disminuirá K_c.
b) Aumentará K_c.
c) No variará K_c.
d) No se puede predecir la evolución si no se conoce la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 1996) (O.Q.L. Murcia 2017)

La expresión de la constante de equilibrio K_c de la reacción es:

$$K_c = \frac{[Cl]^2}{[Cl_2]}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se aporta calor al sistema, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor aportado y como se trata de un proceso endotérmico se produce un desplazamiento hacia la formación de Cl(g).

Al alcanzarse de nuevo el equilibrio, [Cl] aumenta y [Cl_2] disminuye, por tanto, el valor de K_c aumenta.

La respuesta correcta es la **b**.

5.12. Para la siguiente reacción:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H = 58{,}2\ kJ$$

¿Cuál de las siguientes modificaciones producirá un aumento en la concentración de $NO_2(g)$?
a) Un aumento de la temperatura a presión constante.
b) Una disminución del volumen a temperatura constante.
c) La concentración de $NO_2(g)$ permanecerá constante ya que está en el equilibrio.
d) Un aumento de la presión a temperatura constante.
e) Una disminución de la temperatura a presión constante.
f) La adición de un catalizador.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. País Vasco 2006) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Valencia 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y, por tanto, disminuya esta. Como se trata de un proceso endotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de $NO_2(g)$.

b-d) Falso. Si disminuye el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la presión disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso hacia la formación de $N_2O_4(g)$.

c) Falso. Carece de sentido, ya que si se altera el equilibrio cambia la composición del mismo.

e) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y, por tanto, aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de $N_2O_4(g)$.

f) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto sobre la reacción directa como inversa, por tanto, la cantidad de $NO_2(g)$ producida es la misma solo que el tiempo que se tarda es menor.

La respuesta correcta es la **a**.

5.13. La reacción de formación del amoniaco es exotérmica. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Al aumentar la presión disminuye la concentración de los reactivos y aumenta la de los productos.
b) Al aumentar la temperatura aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de productos.
c) Al aumentar el volumen disminuye la concentración de los reactivos y aumenta la de los productos.
d) Al aumentar el volumen aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de los productos.
e) La reacción es más rápida al aumentar la temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Cantabria 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio propuesto:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H° < 0$$

a) Verdadero. Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia el producto, por lo que aumenta la concentración de este mientras que disminuyen las concentraciones de los reactivos.

b) Verdadero. Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos, por lo que aumenta la concentración de estos mientras que disminuye la concentración del producto.

c) **Falso**. Al aumentar el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el el sentido en el que suba la presión, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de los reactivos, por lo que aumenta la concentración de los reactivos mientras que disminuye la concentración del producto.

d) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.

e) Verdadero. Al aumentar la temperatura, las moléculas se mueven con mayor velocidad, se producen más choques entre ellas y, por tanto, aumenta la velocidad de la reacción.

La respuesta correcta es la **c**.

5.14. El equilibrio:
$N_2(g) \leftrightarrows 2\ N(g)$ a temperatura constante.
a) No varía si se añade Ar a presión constante.
b) No varía si se introduce Ar a volumen constante.
c) No varía si se reduce el volumen del recipiente.
d) Solo cambia si se modifica la presión.
e) Al aumentar el volumen del recipiente al doble, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Cádiz 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade Ar (un inerte) al equilibrio a presión constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta el volumen del recipiente.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[N]^2}{[N_2]} = \frac{\frac{(n_N)^2}{V^2}}{\left(\frac{n_{N_2}}{V}\right)} = \frac{(n_N)^2}{(n_{N_2})} \cdot \frac{1}{V}$$

Como se observa, para que se mantenga el valor de K_c, si el valor de V aumenta, la relación $(n_N)^2/(n_{N_2})$ se debe hacer mayor, por lo tanto, el equilibrio se altera.

b) **Verdadero**. Si se añade Ar (un inerte) al equilibrio a volumen constante, aumenta la presión del sistema por la adición del nuevo componente, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de las sustancias implicadas en el equilibrio por lo que el valor de la constante K_p no se altera y el equilibrio no cambia.

c) Falso. Si se reduce el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde haya menos moles de gas, en este caso hacia la izquierda. El equilibrio se altera.

d) Falso. Ya que el equilibrio se altera también si cambia el número de moles de cualquiera de las especies implicadas en el equilibrio.

El equilibrio también cambia si se modifica la temperatura ya que se trata de un proceso endotérmico que se ve favorecido por temperaturas altas.

e) Falso. Es la propuesta contraria al apartado c), si se duplica el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte la presión en el interior del recipiente se reduce a la mitad. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el aumente la presión, es decir, hacia donde haya más moles de gas, en este caso hacia la derecha. El equilibrio se altera.

La respuesta correcta es la **b**.

5.15. La presión de vapor de un líquido en equilibrio con su vapor:
a) Aumenta con la temperatura.
b) Depende de los volúmenes relativos de líquido y vapor en equilibrio.
c) Depende del área de la superficie del líquido.
d) Depende de la cantidad de líquido presente.
e) No depende de la temperatura.

(O.Q.N. Burgos 1998)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio:

$$\text{Líquido} \leftrightarrows \text{Vapor} \qquad \Delta H > 0$$

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación vapor lo que hace aumentar la presión de vapor del líquido.

La respuesta correcta es la **a**.

5.16. Dado el sistema en equilibrio:

$$2\,NH_3(g) \leftrightarrows N_2(g) + 3\,H_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

Si a partir de determinado instante se observa que aumenta la velocidad de la reacción directa y disminuye la de la inversa, puede ser debido a que se:
a) Produjo una disminución de temperatura.
b) Añadió a la mezcla 1 mol de hidrógeno.
c) Produjo una disminución de la presión total.
d) Redujo el volumen del recipiente a la mitad.

(O.Q.L. Asturias 1998)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si a partir de un determinado instante aumenta la velocidad de la reacción directa y disminuye la de la inversa, quiere decir que el equilibrio se ha desplazado hacia la formación de $N_2(g)$ y $H_2(g)$.

a) Falso. Al disminuir la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$.

b) Falso. Al añadir H_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que este se consuma, es decir, hacia la formación de NH_3.

c) **Verdadero.** Al disminuir la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $N_2(g)$ y $H_2(g)$.

d) Falso. Al disminuir el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el el sentido en el que baje la presión, es decir, hacia donde descienda el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $NH_3(g)$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.17. Sabiendo que:

$$2\,NO(g) \leftrightarrows N_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -181{,}83\ kJ.$$

Para el equilibrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones será correcta?

a) K_c es independiente de la temperatura.

b) K_c aumenta conforme aumenta la temperatura.

c) K_c disminuye cuando la temperatura aumenta.

d) K_c varía con la adición de NO(g) al sistema en reacción.

(O.Q.L. Murcia 1999)

Si la reacción de descomposición del NO(g) es exotérmica, la reacción opuesta, de formación del NO(g), es un proceso endotérmico.

La expresión de la constante de equilibrio de la formación de NO es:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico existe un valor de la constante de equilibrio para cada temperatura.

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de NO(g) con lo que la concentración de esta sustancia se hace mayor al alcanzarse el equilibrio. Si el valor de [NO] aumenta y a su vez $[N_2]$ y $[O_2]$ disminuyen, el valor de K_c aumenta.

c) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se genere el calor eliminado y esta aumente. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $N_2(g)$ y $O_2(g)$ con lo que las concentraciones de estas sustancias se hacen mayores al alcanzarse el equilibrio. Si los valores de $[N_2]$ y $[O_2]$ aumentan y a su vez [NO] disminuye, el valor de K_c disminuye.

d) Falso. Si se añade NO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de $N_2(g)$ y $O_2(g)$. Los valores de las concentraciones al alcanzarse de nuevo el equilibrio son diferentes respecto de las iniciales, pero el valor de la constante K_c se mantiene, ya que, solo cambia al variar la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

5.18. El Cl_2 puede obtenerse por oxidación del cloruro de hidrógeno en estado gaseoso, de acuerdo a la ecuación:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,H_2O(g) + 2\,Cl_2(g) \qquad \Delta H < 0$$

Para aumentar el rendimiento del proceso, interesa:
a) Aumentar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.
b) Aumentar la temperatura.
c) Aumentar la presión, manteniendo constante la temperatura.
d) Añadir un catalizador.

(O.Q.L. Murcia 1999)

Para aumentar el rendimiento del proceso es preciso que la reacción se desplace hacia la obtención de $Cl_2(g)$.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Al aumentar el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que suba esta, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de HCl(g) y $O_2(g)$, lo que hace que disminuya el rendimiento del proceso.

b) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de HCl(g) y $O_2(g)$, lo que hace que disminuya el rendimiento del proceso.

c) **Verdadero**. Al aumentar la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $H_2O(g)$ y $Cl_2(g)$, lo que hace que aumente el rendimiento del proceso.

d) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por tanto, aumentan las velocidades en ambos sentidos aunque el equilibrio no se modifica.

La respuesta correcta es la **c**.

5.19. La reacción directa del sistema en equilibrio:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g)$$

es exotérmica. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones respecto a dicho equilibrio es correcta?
a) La constante de equilibrio será mayor a 473 K que a 373 K.
b) Si se aumenta la presión de la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura, la proporción de $CH_3OH(g)$ en ella aumentará.
c) La unidad que debe corresponderle a la constante de equilibrio K_c es mol dm^{-3}.
d) La adición de un catalizador adecuado a la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura y presión, hará que se incremente la proporción de $CH_3OH(g)$ en ella.
e) Si se redujese la concentración de CO(g) y se dejara evolucionar al sistema, en el nuevo equilibrio, aumentaría la proporción de $CH_3OH(g)$ en la mezcla, a una determinada presión y temperatura.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cádiz 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $CO(g)$ y $H_2(g)$.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO]\,[H_2]^2}$$

Si las cantidades de $CO(g)$ y $H_2(g)$ aumentan y la $CH_3OH(g)$ disminuye, el valor de la constante K_c se hace menor.

b) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde haya menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de $CH_3OH(g)$ a costa de $CO(g)$ y $H_2(g)$. Por este motivo, la proporción CH_3OH en la mezcla aumenta.

c) Falso. Las unidades de la constante son:

$$K_c = \frac{\text{mol dm}^{-3}}{(\text{mol dm}^{-3})^3} = \text{mol}^{-2}\ \text{dm}^6$$

d) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto sobre la reacción directa como inversa, por tanto, la cantidad de $CH_3OH(g)$ producida es la misma solo que el tiempo que se tarda en conseguirla es menor.

e) Falso. Si se reduce [CO], acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que aumente dicha concentración, es decir, hacia la formación de $CO(g)$ y $H_2(g)$, gastando $CH_3OH(g)$. Por este motivo, la proporción CH_3OH en la mezcla disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

5.20. Para el equilibrio:

$$C(s) + H_2O(g) \leftrightarrows CO(g) + H_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

a) El aumento de la temperatura provocará el aumento de la concentración de CO y H_2 en el nuevo equilibrio.

b) El aumento de la presión no implicará variación alguna de las concentraciones de reactivos y productos.

c) Una disminución de la presión provocará un aumento de la concentración de CO y H_2.

d) Si se aumenta la concentración de H_2 se formará más agua.

(O.Q.L. Murcia 2000)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Verdadero. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $CO(g)$ y $H_2(g)$.

b) **Falso**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de $C(s)$ y $H_2O(g)$, lo que hace que varíen las concentraciones de todas las especies implicadas en el equilibrio, $H_2O(g)$, $CO(g)$ y $H_2(g)$.

c) Verdadero. Si disminuye la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $CO(g)$ y $H_2(g)$.

d) Verdadero. Si aumenta la concentración de H_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el el sentido en el que se consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de C(s) y $H_2O(g)$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.21. ¿En cuál de los siguientes equilibrios químicos, en los que todas las especies están en estado gaseoso, al duplicar la presión, manteniendo la temperatura constante, se favorece la formación de una mayor cantidad de productos?
a) $H_2 + Cl_2 \leftrightarrows 2\ HCl$
b) $2\ H_2 + O_2 \leftrightarrows 2\ H_2O$
c) $N_2O_4 \leftrightarrows 2\ NO_2$
d) $N_2 + O_2 \leftrightarrows 2\ NO$

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Málaga 2020)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se duplica la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en los productos presentes en el equilibrio.

De los equilibrios en fase gaseosa propuestos, el que cumple esta condición es, $2\ H_2 + O_2 \leftrightarrows 2\ H_2O$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.22. Cuando se enfría el equilibrio:
$Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \leftrightarrows FeSCN^{2+}(aq)$
la intensidad del color rojo-pardo del compuesto $FeSCN^{2+}(aq)$ aumenta. Esto indica que:
a) La reacción es endotérmica.
b) La reacción es exotérmica.
c) La temperatura actúa como catalizador.
d) La información es insuficiente para decidir.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se baja la temperatura (enfría), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se genere el calor perdido y suba la temperatura. Como aumenta la intensidad del color pardo-rojizo indica que el equilibrio se desplaza hacia la formación de $FeSCN^{2+}$, por tanto, se trata de una reacción exotérmica.

La respuesta correcta es la **b**.

5.23. Prediga el efecto de un incremento de la presión sobre los equilibrios:
1) $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$
2) $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$
a) En 1 hacia la izquierda, en 2 hacia la derecha.
b) En 1 hacia la derecha, en 2 hacia la derecha.
c) En 1 hacia la izquierda, en 2 no influye.
d) En 1 hacia la derecha, en 2 no influye.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta baje, es decir, hacia donde descienda el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

▪ En el equilibrio 1, el sistema se desplaza hacia la izquierda.

▪ En el equilibrio 2, al existir el mismo número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción, no influye.

La respuesta correcta es la **c**.

5.24. Considerando el equilibrio dado por la ecuación:

$$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

al disminuir la cantidad de cloro en la mezcla en equilibrio:
a) Aumenta la cantidad de $PCl_3(g)$ y disminuye la de $PCl_5(g)$.
b) Aumentan la cantidad de $PCl_3(g)$ y la de $PCl_5(g)$.
c) Aumenta la cantidad de $PCl_5(g)$ y disminuye la de $PCl_3(g)$.
d) Disminuyen la cantidad de $PCl_5(g)$ y la de $PCl_3(g)$.

(O.Q.L. Murcia 2001)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si disminuye la cantidad de $Cl_2(g)$ de la mezcla en equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el el sentido en el que se reponga el Cl_2 eliminado, es decir, hacia formación de $Cl_2(g)$ y $PCl_3(g)$.

Al alcanzarse de nuevo el equilibrio, aumenta la cantidad de $PCl_3(g)$ y disminuye la cantidad de $PCl_5(g)$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.25. Indique cuál/es de los equilibrios siguientes, un aumento de la presión produce el efecto indicado:

1) $CH_4(g) + 2\ S_2(g) \leftrightarrows CS_2(g) + 2\ H_2S(g)$	**Desplazamiento hacia la derecha**
2) $CO(g) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g)$	**Desplazamiento hacia la derecha**
3) $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$	**Ningún efecto**
4) $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$	**Ningún efecto**

a) 3 y 4
b) 2
c) 1
d) Ninguno

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta se haga menor, es decir, de forma que descienda el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

1) Falso. El sistema tiene los mismos moles de gas en reactivos y productos, por lo tanto, un aumento de presión no le afecta.

2) **Verdadero**. El sistema tiene más moles de gas en reactivos que en productos, por lo tanto, un aumento de presión hace que el sistema se desplace hacia la derecha.

3-4) Falso. El sistema tiene más moles de gas en productos que en reactivos, por lo tanto, un aumento de presión hace que el sistema se desplace hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

5.26. En el equilibrio:

$$Hb(O_2)_4(dis) + 4\ CO(g) \leftrightarrows Hb(CO)_4(dis) + 4\ O_2(g)$$

donde Hb indica hemoglobina, ¿cómo se debería actuar en los casos de envenenamiento por CO?
a) Disminuyendo la presión de oxígeno.
b) Aumentando la presión de oxígeno.
c) Disminuyendo la concentración de hemoglobina.
d) Metiéndose en una bañera.

(O.Q.L. Murcia 2002)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

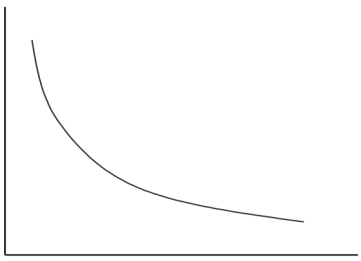
> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

El envenenamiento por CO implica un aumento en la presión de esta sustancia. Si se aumenta la presión parcial del CO, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que baje esta presión, es decir, hacia la formación de $Hb(CO)_4$ y O_2.

Si se desea impedir el desplazamiento del equilibrio en el sentido de la formación de $Hb(CO)_4$, es necesario aumentar la cantidad de O_2, en otras palabras, aumentar la presión parcial del O_2.

La respuesta correcta es la **b**.

5.27. Al representar el % de producto presente en una mezcla en reacción (eje Y) frente a la presión una vez alcanzado el equilibrio (eje X), se obtiene la gráfica de la figura. ¿A qué sistema en equilibrio debe corresponderle esta gráfica?
a) $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$
b) $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$
c) $3\ H_2(g) + N_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$
d) $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$



(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Cádiz 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Como se observa en la gráfica propuesta, se trata de un equilibrio en el existe menor concentración de producto conforme aumenta la presión en el sistema.

Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

De los equilibrios propuestos, el único que tiene menos moles de gas en reactivos que en productos es:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.28. En la reacción:

$$F_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows 2\ HF(g)$$

con $\Delta H = -536$ kJ y energía de activación 208 kJ, ¿cuál de los siguientes enunciados no es correcto?

a) El calor de formación es –268 kJ mol^{-1}.

b) En el equilibrio, un aumento de la temperatura favorece la reacción inversa, aumentando la concentración de $H_2(g)$ y $F_2(g)$.

c) En el equilibrio, un aumento de la temperatura y la presión favorece la reacción directa, aumentando la concentración de HF(g).

d) La energía de activación de la reacción inversa es 372 kJ por mol de HF.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Verdadero. Teniendo en cuenta que se forma HF a partir de los elementos que lo integran en su forma más estable en condiciones estándar, si se desprenden 536 kJ en la formación de 2 moles de HF, la entalpía de formación de esta sustancia es:

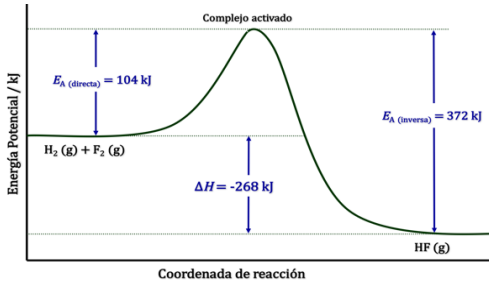
$$\frac{-536\ \text{kJ}}{2\ \text{mol}} = -268\ \text{kJ mol}^{-1}$$

b) Verdadero. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de una reacción exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de H_2 y F_2, lo que hace aumentar la concentración de estas sustancias en el nuevo equilibrio.

c) **Falso**. Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el aumento de presión no influye al existir el mismo número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción.

Por otra parte, el aumento de temperatura ya está respondido en el apartado anterior.

d) Verdadero. A la vista del diagrama energético, por mol de HF formado, la energía de activación de la reacción inversa es:



$$\Delta H = E_{\text{A (directa)}} - E_{\text{A (inversa)}}$$

$$E_{\text{A (inversa)}} = 104\ \text{kJ} - (-268\ \text{kJ}) = 372\ \text{kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.29. La siguiente afirmación:

"La constante de equilibrio de una reacción exotérmica disminuye cuando aumenta la temperatura".

a) Es falsa.

b) Es cierta siempre.

c) Es cierta solo para reacciones espontáneas.

d) Es cierta solo para reacciones no espontáneas.

e) Es cierta solo para reacciones en fase gaseosa.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Cantabria 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Para el equilibrio:

$$A(g) \leftrightarrows B(g) \qquad \Delta H < 0$$

la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]}$$

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos. Por lo tanto, si aumenta [A] y, disminuye [B], el valor de la constante de equilibrio disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

5.30. En el equilibrio:

$$Ca(HCO_3)_2(s) \leftrightarrows CaCO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$$

donde $\Delta H > 0$ para el proceso de descomposición:
a) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
b) Un aumento de la temperatura no influye por tratarse de un equilibrio.
c) Un aumento de la presión facilita la descomposición del hidrogenocarbonato.
d) K_c y K_p son iguales.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $CaCO_3$ (derecha).

b) Falso. Como se ha visto en el apartado anterior las variaciones de temperatura sí que influyen en el desplazamiento del equilibrio. Es más, la temperatura es la única variable que hace cambiar la constante de equilibrio de una reacción.

c) Falso. Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el equilibrio se desplaza hacia la formación de hidrogenocarbonato.

d) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = (1 + 1) – 0 = 2

Para que $K_c = K_p$ es preciso que $\Delta\nu = 0$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.31. Dado el equilibrio químico en fase gaseosa:

$$N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3$$

¿Cómo se obtendría mayor cantidad de amoníaco?
a) Aumentando la presión total del recipiente.
b) Disminuyendo la presión total del recipiente.
c) Disminuyendo la presión parcial del nitrógeno.
d) Disminuyendo la presión parcial del hidrógeno.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si aumenta la presión total del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso se desplaza hacia la derecha, por lo que aumenta la cantidad de NH_3.

b) Falso. Es el opuesto al anterior. El sistema se desplaza hacia la formación de N_2 y H_2.

c-d) Falso. Si disminuye la presión parcial del N_2 (o H_2), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que aumente dicha presión parcial, es decir, hacia la formación de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **a**.

5.32. Para el equilibrio:

$$SO_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows SO_2Cl_2(g)$$

si se añade cloro, manteniendo la temperatura constante:
a) El equilibrio no se modifica.
b) Se produce un desplazamiento hacia los reactivos.
c) Se produce un desplazamiento hacia los productos.
d) Se produce un aumento de la constante de equilibrio.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade Cl_2 a temperatura constante se equilibrio se rompe.

b) Falso. Si se añade Cl_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de los productos.

c) **Verdadero**. Si se añade Cl_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de los productos.

d) Falso. Si se añade Cl_2 a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza hacia la formación de los productos. Las nuevas cantidades de las sustancias en el equilibrio son diferentes a las existentes antes de añadir Cl_2 pero la relación entre ellas se mantiene de acuerdo con la expresión de K_p por lo que el valor de la constante no cambia al no variar la temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

5.33. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Se alcanza el equilibrio químico cuando la concentración de reactivos es igual a la concentración de productos.
b) Se alcanza el equilibrio químico cuando la velocidad de la reacción inversa se iguala a la velocidad de la reacción directa.
c) Al aumentar la temperatura de un sistema en equilibrio este evoluciona favoreciendo la reacción endotérmica.
d) En un sistema en equilibrio, un catalizador disminuye, en la misma magnitud, la energía de activación requerida para la reacción directa y para la inversa.

(O.Q.L. Murcia 2003)

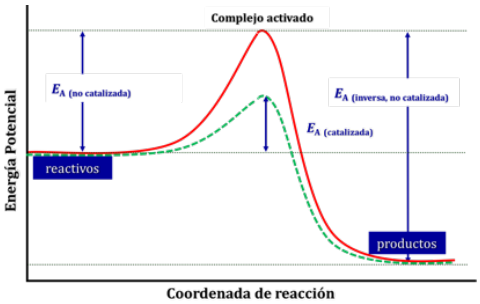
a) **Falso**. Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de productos y reactivos no tienen por qué igualarse, lo que ocurre es que permanecen constantes.

b) Verdadero. Cuando se alcanza el equilibrio se igualan las velocidades de la reacción directa e inversa.

c) Verdadero. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y descienda la temperatura. La reacción endotérmica es la consume calor para producirse.



d) Verdadero. Tal como muestra la imagen correspondiente al diagrama energético de una reacción catalizada y otra no catalizada, la adición del catalizador disminuye por igual la energía de activación de las reacciones directa e inversa.

La respuesta correcta es la **a**.

5.34. Considere la reacción en equilibrio

$$2\ NO(g) \leftrightarrows N_2(g) + O_2(g)$$

¿Qué le ocurrirá a la concentración de NO(g) cuando, sin variar la temperatura, se disminuya hasta 1/3 de su valor inicial el volumen del recipiente que contiene la mezcla gaseosa en equilibrio?
a) Se triplicará.
b) Se hará seis veces mayor.
c) Se reducirá a la tercera parte.
d) Se duplicará.
e) No variará.

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Granada 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si disminuye el volumen hasta la tercera parte a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) se triplica la presión del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que baje la presión, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el número de moléculas de gas en ambas partes de la reacción es el mismo, por lo tanto, la modificación del volumen no altera el equilibrio.

Si el volumen se reduce a un tercio del volumen inicial la concentración de NO(g) se triplica.

La respuesta correcta es la **a**.

5.35. Sea la reacción exotérmica ($\Delta H° < 0$) en equilibrio:

$$A(g) + 2\ B(g) \leftrightarrows 3\ C(g)$$

donde A, B y C son sustancias que se comportan como gases ideales.
Indique cuál de las siguientes actuaciones desplazará el equilibrio hacia la derecha:
a) Una disminución de presión a temperatura constante.
b) Una disminución de la temperatura del sistema.
c) La adición de un catalizador.
d) La adición de C al sistema a temperatura y presión constante.

(O.Q.L. Madrid 2004)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si disminuye la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, como existe el mismo número de moléculas de gas en cada parte de la reacción este cambio no produce ningún efecto sobre el sistema en equilibrio.

b) **Verdadero**. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se genere el calor eliminado y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los productos (derecha).

c) Falso. La adición de un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por tanto, no se modifica el equilibrio.

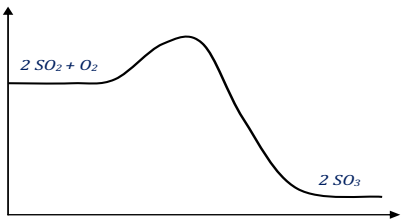
d) Falso. Si se añade C, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de los reactivos (izquierda).

La respuesta correcta es la **b**.

5.36. El trióxido de azufre se utiliza industrialmente para preparar ácido sulfúrico. Se forma por la combinación de dióxido de azufre con un exceso de aire.
El V_2O_5 puede utilizarse como catalizador de la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$

El perfil de energía para esta reacción aparece en la figura adjunta.



¿Cuál de las siguientes actuaciones modificará el equilibrio en el sentido de aumentar la formación de trióxido de azufre al tiempo que aumente la velocidad de reacción?
a) Disminuir el volumen del vaso de reacción a temperatura constante.
b) Incrementar la temperatura del vaso de reacción a presión constante.
c) Disminuir la temperatura del vaso de reacción a presión constante.
d) Incrementar la cantidad de pentaóxido de divanadio.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La velocidad de la reacción viene dada por la expresión:

$$v = k\,[SO_2]^a[O_2]^b$$

Por otra parte, la constante de velocidad k aumenta con la temperatura según la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \cdot \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

En la gráfica propuesta se observa que el contenido energético de los productos es menor que el de los reactivos, lo quiere decir que se trata de un proceso exotérmico.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si disminuye el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el sistema se desplaza hacia la formación de SO_3.

Al disminuir el volumen aumenta la concentración de las especies reaccionantes y, por tanto, aumenta la velocidad de la reacción.

b) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_2.

c) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_3.

De acuerdo con la expresión de Arrhenius, si disminuye la temperatura disminuye el valor de *k* y con ello la velocidad de la reacción.

d) Falso. La adición de más cantidad del catalizador V_2O_5 no altera el equilibrio ya que un catalizador disminuye por igual la energía de la activación de las reacciones directa e inversa.

La respuesta correcta es la **a**.

5.37. Para el equilibrio de disociación del complejo de cobre con amoníaco:

$$[Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq) \leftrightarrows Cu^{2+}(aq) + 4\ NH_3(aq)$$

La afirmación correcta es:
a) La adición de más NH_3 destruye el complejo.
b) Al calentar, para eliminar NH_3, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
c) La adición de Cu desplaza el equilibrio hacia la derecha.
d) La adición de KCl desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se añade NH_3 el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia, es decir, se desplaza hacia la izquierda, la formación del complejo.

b) **Verdadero**. Si se elimina NH_3, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, es decir, hacia la derecha de forma que se destruye el complejo.

c-d) Falso. Las especies Cu y KCl no están presentes en el equilibrio por lo que no lo afectan.

La respuesta correcta es la **b**.

5.38. Considere la siguiente reacción química en equilibrio:

$$2\ H_2O(g) + 2\ Cl_2(g) \leftrightarrows 4\ HCl(g) + O_2(g)$$

Este equilibrio puede desplazarse hacia la derecha por:
a) Eliminación de $H_2O(g)$ de la mezcla.
b) Adición de más $O_2(g)$ a la mezcla.
c) Adición de Ne(g) a la mezcla.
d) Disminución del volumen de la mezcla.
e) Aumento del volumen de la mezcla.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se elimina H_2O, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se forme esta sustancia. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

b) Falso. Si se añade O_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Falso. Suponiendo que el Ne (gas inerte) se añade al equilibrio a volumen constante, el cambio producido es un aumento de la presión total del sistema por la adición del nuevo componente, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de las sustancias implicadas en el equilibrio por lo que el valor de la constante K_p no cambia y el equilibrio no se altera.

d) Falso. Si se reduce el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde haya menos moléculas de gas, en este caso, hacia la izquierda.

e) **Verdadero**. Es la propuesta contraria al apartado d). Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte la presión en el interior del recipiente se reduce. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde haya más moléculas de gas, en este caso, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **e**.

5.39. Si se aumenta la temperatura, la constante del equilibrio:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H = 54{,}8\ kJ\ mol^{-1}$$

a) Aumenta.
b) Disminuye.
c) No cambia, pero el equilibrio se alcanza más deprisa.
d) No cambia, pero el equilibrio se alcanza más despacio.

(O.Q.L. Murcia 2005)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO_2 con lo que la cantidad de esta sustancia en el equilibrio se hace mayor mientras que la de N_2O_4 se hace menor.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

como $[NO_2]$ aumenta y $[N_2O_4]$ disminuye, el valor de K_c aumenta.

La respuesta correcta es la **a**.

5.40. Para el sistema en equilibrio:

$$2\ A(g) + B(g) \leftrightarrows 2\ C(g) \qquad \Delta H < 0$$

a) La velocidad de reacción será mayor a 1.000 °C que a 640 °C.
b) Si la presión total de la mezcla en equilibrio es de 1 atm, entonces $K_c = K_p$.
c) Al aumentar la presión total aumenta K_p.
d) Si se expande el sistema, a temperatura constante, se favorece la formación de C.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) **Verdadero**. La velocidad de la reacción viene dada por la expresión:

La velocidad de la reacción viene dada por la expresión:

$$v = k\ [A]^a\ [B]^b$$

Por otra parte, la constante de velocidad, k, aumenta con la temperatura según la expresión de Arrhenius (1889):

$$k = k_0 \ \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Por lo tanto, si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción.

b) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c \ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (2 + 1) = –1

En este caso, $K_c \neq K_p$ ya que $\Delta\nu \neq 0$.

El que la presión de la mezcla sea 1 atm no tiene ninguna influencia en la relación entre las constantes.

c) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico, el valor de la constante K_p solo cambia si cambia la temperatura, no cambia al variar la presión.

d) Falso. Si se expande el sistema a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión total del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada"

por tanto, el sistema se desplaza en el sentido en el que suba la presión, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de A y B.

La respuesta correcta es la **a**.

5.41. Si la densidad del grafito es aproximadamente 2,0 g cm^{-3} y la del fullereno 1,5 g cm^{-3}, ¿en qué sentido desplazará el equilibrio la aplicación de una presión elevada?
a) Hacia la formación de grafito.
b) Hacia la formación de fullereno.
c) No hay desplazamiento.
d) Se forman cantidades aproximadamente iguales de ambas variedades alotrópicas.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata del equilibrio:

$$C(\text{grafito}) \leftrightarrows C(\text{fullereno})$$

Si aumenta la presión a temperatura constante, dado que ambos materiales son sólidos, no intervienen en la constante de equilibrio, sin embargo, es obvio que un aumento de la presión favorece la formación de materiales más compactos, es decir, más densos. Este cambio hace que el sistema se desplace hacia la formación de C(grafito).

La respuesta correcta es la **a**.

5.42. ¿Cuál de los siguientes equilibrios se desplazará hacia la formación de reactivos cuando aumenta el volumen de la reacción?
a) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$
b) $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$
c) $2\ H_2S(g) \leftrightarrows 2\ H_2(g) + S_2(g)$
d) $2\ O_3(g) \leftrightarrows 3\ O_2(g)$
e) $H_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\ HF(g)$
f) $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$
g) $CO(g) + NO_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + NO(g)$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. La Rioja 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662), disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde haya más moléculas gaseosas ($\Delta v < 0$).

$\Delta v =$ Σ coef. esteq. productos gaseosos - Σ coef. esteq. reactivos gaseosos

El único equilibrio que cumple la condición propuesta es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta v = 2 - 4 = -2$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.43. En una reacción en equilibrio:
a) Lo único que puede cambiar las concentraciones de los componentes es un cambio en la temperatura.
b) Un cambio en la temperatura no cambiará nunca las concentraciones de los componentes.
c) Un cambio en la presión bastará para cambiar las concentraciones de los componentes.
d) Un cambio en la concentración de cualquiera de los componentes cambiará todas las concentraciones.

(O.Q.L. Asturias 2005)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a-b) Falso. Las concentraciones de los componentes de una mezcla en equilibrio cambian además de con la temperatura con variaciones en el número de moles, presión y volumen.

c) Falso. Un cambio en la presión no produce ningún cambio en los equilibrios como el siguiente:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ HCl(g)$$

en los que existe el mismo número de moles de gas en productos y reactivos.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, un cambio en la concentración de una de las especies del equilibrio hace que el sistema se desplace en el sentido opuesto lo que hace cambiar las concentraciones de todas las especies presentes.

La respuesta correcta es la **d**.

5.44. La reacción:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H = -113{,}0\ kJ$$

tiene una ecuación de velocidad:

$$v = k[NO]^2\ [O_2]$$

¿Cuál de los siguientes cambios aumentará el rendimiento de NO_2 y la velocidad?
a) Un aumento de la presión total a temperatura constante.
b) Adición de un catalizador a temperatura constante.
c) Un aumento de la temperatura.
d) Un aumento del volumen a temperatura constante.

(O.Q.L. Asturias 2005)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde menos moléculas gaseosas haya. En este caso, el sistema se desplaza hacia la formación de NO_2 por lo que aumenta el rendimiento de esta sustancia.

Como la temperatura permanece constante la constante de velocidad no cambia. Además, como la reacción se desplaza hacia la formación de NO_2, los valores de [NO] y [O_2] disminuyen por lo que disminuye la velocidad de la reacción.

b) Falso. La adición de un catalizador aumenta la velocidad de la reacción directa e inversa por lo que no se aumenta el rendimiento en NO_2.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de NO y O_2. Por este motivo la cantidad de NO_2 disminuye y con ello el rendimiento.

Si la temperatura aumenta también lo hace la constante de velocidad. Además, como la reacción se desplaza hacia la formación de NO y O_2, las concentraciones de estas especies aumentan por lo que también aumenta la velocidad de la reacción.

d) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde más moléculas gaseosas haya, en este caso hacia la formación de NO y O_2 por lo que disminuye el rendimiento de NO_2.

Si la temperatura permanece constante, el valor de la constante de velocidad no cambia. Además, como la reacción se desplaza hacia la formación de NO y O_2, las concentraciones de estas especies aumentan por lo que también aumenta la velocidad de la reacción.

Ninguna de las respuestas es correcta.

5.45. En un recipiente se ha introducido $N_2O_4(g)$ a cierta temperatura y se ha dejado que alcance el equilibrio:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

La adición de un gas inerte (Ar) manteniendo constante la temperatura:
a) Desplazará el equilibrio hacia la izquierda.
b) Desplazará el equilibrio hacia la derecha.
c) El equilibrio no se modifica.
d) La presión total se mantiene constante.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se añade un gas inerte al equilibrio a volumen y temperatura constantes el resultado es un aumento de la presión, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de los componentes del equilibrio, lo que hace que no cambie K_p, por tanto, el equilibrio no se modifica.

▪ Si se añade un gas inerte al equilibrio a presión y temperatura constantes, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta el volumen del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que este aumente, en este caso, hacia la derecha ya que los productos ocupan más volumen que los reactivos.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

5.46. El metanol se fabrica industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g) \qquad \Delta H < 0$$

La constante de equilibrio variará:
a) Al aumentar la temperatura.
b) Al aumentar el volumen.
c) Al añadir al sistema un catalizador positivo.
d) Al aumentar la presión parcial del hidrógeno.

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. Asturias 2014)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO]\,[H_2]^2}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico se desplaza hacia la formación de CO(g) y H_2(g). Si estas cantidades aumentan y la de CH_3OH(g) disminuye, el valor de la constante K_c se hace menor y no se recupera la misma temperatura.

b) Falso. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso hacia la producción de CO(g) y H_2(g). No obstante, el valor de K_c se mantiene constante si la temperatura no varía.

c) Falso. Un catalizador reduce la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa y no tiene ningún efecto sobre K_c.

d) Falso. Si aumenta la presión parcial del H_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia la formación de CH_3OH. No obstante, el valor de K_c se mantiene constante si la temperatura no varía.

La respuesta correcta es la **a**.

5.47. Para la reacción química:

$$A(l) + B(l) \leftrightarrows C(g) \qquad \Delta H < 0$$

se puede afirmar que:
a) La reacción química es espontánea.
b) Solo será espontánea a temperaturas bajas.
c) Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia los productos.
d) La reacción química no se verá alterada por modificaciones de presión.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) **Verdadero**. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden ya que solo hay gas en los productos

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

c-d) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Como solo existe gas en los productos se desplaza hacia los reactivos.

La respuesta correcta es la **a**.

5.48. Un aumento de la presión en el recipiente de reacción en el que se está produciendo:
$H_2(g) + F_2(g) \leftrightarrows 2\ HF(g)$
hará que:
a) La temperatura disminuya.
b) El equilibrio se desplace hacia la derecha.
c) El equilibrio se desplace hacia la izquierda.
d) No afecte al equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2})\,(p_{F_2})}{(p_{HF})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$K_p = \frac{(p\,y_{H_2})\,(p\,y_{F_2})}{(p\,y_{HF})^2} = \frac{(y_{H_2})\,(y_{F_2})}{(y_{HF})^2} \quad \rightarrow \quad K_p \text{ no depende de } p$$

por tanto, un aumento de la presión no afecta al equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

5.49. Un recipiente cerrado contiene una cierta cantidad de líquido en equilibrio con su vapor. Si el volumen del recipiente disminuye, ¿qué sucede cuando se establece el equilibrio?
a) Disminuye la temperatura.
b) Condensa parte del vapor.
c) Aumenta la presión.
d) Disminuye la presión.
e) Parte del líquido pasa a la fase vapor.

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Si la temperatura permanece constante, la presión de vapor del líquido también permanece constante ya que solo depende de la temperatura.

Considerando comportamiento de gas ideal:

$$p = \frac{nRT}{V}$$

para que p sea constante, si V disminuye, n debe disminuir, es decir, debe condensar parte del vapor.

La respuesta correcta es la **b**.

5.50. Al aumentar la temperatura, la constante de equilibrio de una reacción exotérmica:
a) Aumenta
b) Disminuye
c) No depende de la temperatura.
d) Aumenta en las reacciones exotérmicas y disminuye en las endotérmicas.

(O.Q.L. Madrid 2006)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos.

Aplicado al equilibrio:

$$\mathrm{A(g) \leftrightarrows B(g)} \qquad \Delta H < 0$$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\mathrm{B}]}{[\mathrm{A}]}$$

Si aumenta [A] y, por tanto, disminuye [B], el valor de la constante de equilibrio disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

5.51. Dado el siguiente equilibrio:

$$\mathrm{NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HCl(g)} \qquad \Delta H > 0$$

señale cuál de las siguientes afirmaciones respecto al sistema es falsa:
a) Aumentando la temperatura a presión constante el equilibrio se desplaza hacia la formación de los productos.
b) Añadiendo más $NH_4Cl(s)$ el equilibrio se desplaza hacia la formación de los productos.
c) Aumentando la presión a temperatura constante disminuye la cantidad de gases que se encuentran en el equilibrio.
d) En el estado de equilibrio, el $NH_4Cl(s)$ se forma y se descompone con la misma velocidad.

(O.Q.L. Asturias 2006)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Verdadero. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de los productos.

b) **Falso**. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{\mathrm{NH_3}})\,(p_{\mathrm{HCl}})$$

Como se observa, $NH_4Cl(s)$ no interviene en la expresión de la constante K_p, por tanto, si se añade NH_4Cl el equilibrio no se modifica.

c) Verdadero. Al aumentar la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

d) Verdadero. El estado de equilibrio de un sistema se caracteriza porque las especies que lo integran se forman y se descomponen con la misma velocidad.

La respuesta correcta es la **b**.

5.52. Dado el equilibrio químico representado por la siguiente ecuación:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

Si una vez establecido el equilibrio se añade una cierta cantidad de $N_2(g)$, se puede decir, sin error, que para alcanzar de nuevo el equilibrio:

a) El sistema evolucionará disminuyendo la masa de $N_2(g)$ y permaneciendo constante el resto de los gases.

b) Disminuirá la masa de $N_2(g)$ y aumentará la de $NH_3(g)$, permaneciendo constante la de $H_2(g)$.

c) El $H_2(g)$ actuará de reactivo limitante por lo que se consumirá completamente.

d) El sistema evolucionará, pero no se puede decir, en primera aproximación, si la masa de $NH_3(g)$ aumentará o disminuirá.

(O.Q.L. Asturias 2006)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade $N_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia. Esto motiva que se consuma $H_2(g)$ y se forme $NH_3(g)$.

Ninguna respuesta es correcta.

5.53. Para una reacción química dada, indique qué afirmación es falsa:

a) El valor de la constante de equilibrio a una temperatura dada es siempre el mismo.

b) Un aumento de presión desplaza siempre el equilibrio hacia la obtención de más productos.

c) Si la reacción es exotérmica y transcurre con aumento de entropía será siempre espontánea.

d) Cuando un proceso tiene lugar a volumen constante el calor de reacción es igual a la variación de energía interna del sistema.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. De acuerdo con la ley del equilibrio químico existe un valor de la constante de equilibrio para cada temperatura.

b) **Falso**. Si aumenta la presión, es preciso conocer la estequiometría de la reacción y el estado de agregación de las especies que intervienen en la misma para poder predecir el sentido en el que se desplaza el equilibrio.

c) Verdadero. La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que transcurre con:

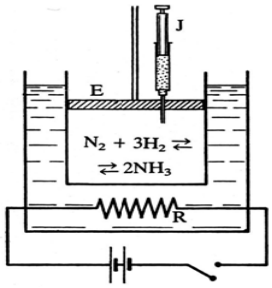
- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$, aumenta el desorden

Se cumple que $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces $\Delta G° < 0$ y la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

d) Verdadero. La variación de energía interna, ΔU, es el calor desprendido medido a volumen constante.

La respuesta correcta es la **b**.

5.54. Imagine un sistema gaseoso en equilibrio como el de la figura.
Si se inyecta agua con la jeringuilla J manteniendo el émbolo fijo y la temperatura constante.
Sabiendo que el amoníaco es muy soluble en agua:
a) Aumentará la concentración de hidrógeno.
b) El equilibrio no se afecta.
c) El equilibrio se desplaza hacia la formación de amoníaco.
d) El equilibrio se desplaza hacia la descomposición de amoníaco.
e) Aumentará la concentración de nitrógeno.



(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se inyecta H_2O en el sistema, el amoniaco se disuelve en esta lo que hace que su presión parcial disminuya y se altere el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se forme NH_3.

a-e) Falso. Se consumen H_2 y N_2 por lo que sus concentraciones se hacen menores.

b) Falso. El equilibrio se altera al disolverse el amoniaco en agua.

c) **Verdadero**. El equilibrio se desplaza hacia la formación de amoniaco según se ha justificado antes.

d) Falso. Según se ha justificado anteriormente.

La respuesta correcta es la **c**.

5.55. Considere la reacción en equilibrio a 1.000 °C:

$$2\ CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -566\ kJ$$

¿Cuál de las siguientes modificaciones conducirá a un aumento de la concentración de CO_2?
a) Un descenso del volumen total.
b) Un incremento de la temperatura.
c) La adición de un catalizador.
d) Una disminución de la presión parcial del CO(g).

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Valencia 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Un descenso del volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662), provoca un aumento de la presión del sistema. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el sistema se desplaza hacia la formación de CO_2.

b) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de CO y O_2.

c) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por lo tanto, no se modifica el equilibrio.

d) Falso. Si disminuye la presión parcial del CO, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que aumente dicha presión, es decir, hacia la formación de CO.

La respuesta correcta es la **a**.

5.56. Las formaciones de estalactitas y estalagmitas son depósitos de $CaCO_3$ que se originan a partir de hidrogenocarbonato de calcio, $Ca(HCO_3)_2$, disuelto en agua que se filtra a través de las grietas del terreno. El equilibrio que se establece entre estas dos sustancias es:

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \leftrightarrows CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

De acuerdo con este equilibrio, las mejores condiciones para la formación de estalactitas y estalagmitas se presentan cuando:
a) Se evapora H_2O, pero no se desprende CO_2.
b) Cristaliza el $Ca(HCO_3)_2$.
c) Se desprende CO_2, pero no se evapora H_2O.
d) Se desprende CO_2 y se evapora H_2O simultáneamente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Para que se favorezca el depósito de $CaCO_3$ es preciso que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la derecha, es decir, que se desprenda CO_2 y se evapore H_2O.

La respuesta correcta es la **d**.

5.57. El pH de la sangre es crítico. Si el pH cae por debajo de 7,4 resulta lo que se denomina acidosis. El pH de la sangre se mantiene como consecuencia del siguiente equilibrio:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \leftrightarrows H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

por tanto, se puede reducir la acidosis:
a) Introduciendo agua en la sangre desde las células para desplazar el equilibrio a la derecha.
b) Adicionando una enzima que catalice esta reacción.
c) Introduciendo cloruro de sodio en la sangre para cambiar el pH.
d) Forzando una respiración intensa para reducir los niveles de CO_2 en sangre.

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Valencia 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Para reducir el contenido de H^+ en la sangre y así aumentar el pH, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, es preciso desplazar el equilibrio hacia la izquierda. Forzando la respiración se elimina CO_2 de la sangre y el sistema se desplaza en ese sentido para reponer el CO_2 eliminado.

La respuesta correcta es la **d**.

5.58. Indique cuál de los siguientes cambios no afecta a la descomposición térmica del $CaCO_3$.
a) La elevación de la temperatura.
b) La disminución de la presión.
c) La variación de la concentración de CO_2.
d) Un aumento de la cantidad inicial de sustancia.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = [CO_2]$$

a) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico, todos los equilibrios se alteran al modificar la temperatura, ya que la constante de equilibrio depende de la temperatura.

b) Falso. Al disminuir la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada"

el sistema se desplaza en el sentido en el que suba la presión, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $CaCO_3$.

c) Falso. Si se cambia la $[CO_2]$, cambia la constante de equilibrio y el sistema se desplaza en el sentido en el que se anule el cambio.

d) **Verdadero**. Si se aumenta la cantidad inicial de $CaCO_3$, como esta sustancia no aparece en la expresión de la constante de equilibrio el sistema no sufre ningún cambio.

La respuesta correcta es la **d**.

5.59. En la reacción en fase gaseosa

$$N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3 \qquad \Delta H° < 0$$

¿Cuál de las siguientes acciones desplazará el equilibrio hacia la formación del producto de reacción?
a) El aumento de la presión a temperatura constante.
b) La adición de un catalizador.
c) El aumento de la temperatura del sistema.
d) La adición de NH_3 a temperatura y presión constante.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero.** Si aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia la disminución del número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación del producto.

b) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por tanto, no se modifica el equilibrio.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos.

d) Falso. Si se añade NH_3, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la formación de los reactivos.

La respuesta correcta es la **a**.

5.60. Al aumentar la presión, el equilibrio:

$$3\,Fe(s) + 4\,H_2O(g) \leftrightarrows Fe_3O_4(s) + 4\,H_2(g)$$

se desplaza:
a) Hacia la derecha.
b) Hacia la izquierda.
c) No influye la presión.
d) Depende de la cantidad inicial de Fe(s).

(O.Q.L. La Rioja 2007)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2})^4}{(p_{H_2O})^4}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\, y_i$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_p = \frac{(p\, y_{H_2})^4}{(p\, y_{H_2O})^4} = \frac{(y_{H_2})^4}{(y_{H_2O})^4}$$

Este tipo de equilibrios en los que existe el mismo número de moles de gas en productos que en reactivos no está afectado ni por variaciones de presión ni de volumen.

La respuesta correcta es la **c**.

5.61. ¿En cuál de las siguientes reacciones un aumento de volumen conduce a un aumento de la formación de los productos?
a) $NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g)$
b) $2\ NO_2(g) \leftrightarrows N_2O_4(g)$
c) $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$
d) $2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$

(O.Q.L. Madrid 2007)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Esto ocurre en las reacciones en las que $\Delta\nu > 0$, siendo:

$$\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gaseosos - } \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gaseosos}$$

La reacción que cumple dicha condición es:

$$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g) \qquad \Delta\nu = 2 - 0 = 2$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.62. Suponiendo que se alcanza el equilibrio del proceso:
$2\ CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -567$ kJ
¿Cómo se podría obtener un mayor rendimiento de CO_2?
a) Bajando la temperatura y la presión.
b) Elevando la temperatura y la presión.
c) Elevando la temperatura y bajando la presión.
d) Bajando la temperatura y elevando la presión.
e) Es independiente de la temperatura y la presión.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si baja la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un aumento de esta, es decir en el sentido en el que se produzca calor. Al tratarse de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $CO_2(g)$.

▪ Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca un descenso de esta, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $CO_2(g)$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2013 se pregunta desplazar hacia la derecha).

5.63. Alcanzado un equilibrio químico, se añaden reactivos, sin variar la temperatura. ¿Qué le sucederá a K_c?
a) Aumentará
b) Disminuirá
c) No variará
d) Dependerá de la cantidad de reactivos añadidos.

(O.Q.L. Asturias 2008)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añaden reactivos sin variar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza hacia la formación de productos para consumir los reactivos añadidos pero el valor de K_c no variará.

La respuesta correcta es la **c**.

5.64. El dióxido de azufre, reacciona con el oxígeno y forma trióxido de azufre, según la reacción:
$$SO_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) \qquad \Delta H = -98{,}9\ kJ$$
¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?
1. Al disminuir la presión se elevará la concentración de SO_3.
2. El rendimiento de este proceso disminuye al elevar la temperatura.
3. Para aumentar la concentración de SO_3 se tiene que efectuar la reacción en presencia de un catalizador.
4. Si se deja expandir la mezcla en equilibrio, disminuirá la concentración de SO_3 en el medio.
a) 1 y 4
b) 2 y 3
c) 2 y 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Asturias 2008)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

1. Falso. Al disminuir la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia los reactivos, por lo tanto, no aumenta la concentración de SO_3.

2. **Verdadero**. Al elevar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de los reactivos, con lo que disminuye el rendimiento del proceso.

3. Falso. La adición de un catalizador aumenta la velocidad de la reacción directa e inversa por lo que no aumenta la concentración de SO_3.

4. **Verdadero**. Si el sistema se expande a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia los reactivos, por tanto, disminuye la concentración de SO_3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.65. En el siguiente equilibrio:

$$2\ SO_3(g) \leftrightarrows 2\ SO_2(g) + O_2(g)$$

cuando a temperatura constante disminuye la presión total:
a) K_p disminuye.
b) K_p permanece constante.
c) La composición del equilibrio no varía.
d) El equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_3.
e) K_p aumenta.

(O.Q.L. Sevilla 2008)

a-e) Falso. De acuerdo con la ley del equilibrio químico formulada por Guldberg y Waage (1864), la constante de equilibrio solo depende de la temperatura y existe un único de valor de la constante para cada temperatura.

b) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

c-d) Falso. Al disminuir la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la formación de SO_2 y O_2, con lo que cambia la composición del equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

5.66. Considerando la reacción de equilibrio:

$$CO(g) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g)$$

Si se comprime el sistema hasta un volumen menor, el equilibrio se desplazará:
a) Hacia la derecha
b) Hacia la izquierda
c) No influye
d) Depende de la presión total.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **a**.

5.67. Para la reacción:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ N_2O_4(g) + 6\ H_2O(g)$$

Un aumento del volumen del recipiente conlleva:
a) Una mayor producción de O_2.
b) Un aumento de la temperatura no produce ningún cambio en el equilibrio.
c) La constante de equilibrio aumenta.
d) La constante de equilibrio disminuye.
e) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. País Vasco 2008)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que suba la presión, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la producción de O_2.

b) Falso. Si aumenta la temperatura se produce un cambio en el equilibrio ya existe una constante de equilibrio para cada temperatura.

c-d) Falso. Los cambios en el volumen del recipiente no afectan al valor de la constante de equilibrio.

La respuesta correcta es la **a**.

5.68. ¿En cuál de las siguientes reacciones un aumento de volumen de reacción favorece la formación de productos?
a) $2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$
b) $CS_2(g) + 4\ H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) + 2\ H_2S(g)$
c) $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrows CO_2(g) + H_2(g)$
d) $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \leftrightarrows 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$
e) $SO_2(g) + ½\ O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g)$

(O.Q.N. Ávila 2009)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que suba la presión, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Esto ocurre en las reacciones en las que $\Delta\nu > 0$, siendo:

$$\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gaseosos - } \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gaseosos}$$

La única reacción que cumple dicha condición es:

$$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \leftrightarrows 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g) \qquad \Delta\nu = 10 - 9 = 1$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

5.69. En un recipiente cerrado se encuentra el siguiente equilibrio:

$$N_2O_3(g) \leftrightarrows NO(g) + NO_2(g)$$

Qué ocurrirá sobre el equilibrio cuando:

1) Se disminuye el volumen.

2) Se retira parte del NO(g).

a) El equilibrio se desplaza hacia la derecha en los dos casos.

b) El equilibrio se desplaza hacia la derecha en el 1) y hacia la izquierda en el 2).

c) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda en el 1) y hacia la derecha en el 2).

d) En el caso 1) el equilibrio no se desplaza y en el 2) se desplaza hacia la izquierda.

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

"cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

1) Si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la izquierda.

2) Si se extrae NO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca esta sustancia, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **c**.

5.70. NO, Cl_2 y NOCl son tres gases que están en un recipiente en equilibrio según la reacción:

$$2\ NO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ NOCl(g)$$

Si se duplica el volumen del recipiente:

a) La presión del sistema también se duplica.

b) La cantidad de NO no varía.

c) El número de moles de Cl_2 aumenta.

d) La presión parcial del NOCl aumenta.

e) La K_p también se duplica.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

"cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se duplica el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) la presión se reduce a la mitad. Al disminuir la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de NO(g) y $Cl_2(g)$, por lo que las cantidades de estas sustancias aumentan y la de NOCl disminuye.

La respuesta correcta es la **c**.

5.71. Dado el sistema en equilibrio a 25 °C:

$$NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad \Delta H = 3{,}5\ \text{kcal mol}^{-1}$$

¿Cuál de los siguientes cambios desplazará el equilibrio hacia la derecha?

a) Descenso de la temperatura a 15 °C.

b) Aumento de la temperatura a 35 °C.

c) Adición de NaCl sólido a la mezcla en equilibrio.

d) Adición de NH_4NO_3 a la mezcla en equilibrio.

(O.Q.L. Murcia 2009)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico, el sistema se desplaza hacia la izquierda formando NH_4Cl.

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta disminuya. Como se trata de un proceso endotérmico, el sistema se desplaza hacia la derecha formando los iones.

c-d) Falso. Si se añaden NaCl o NH_4NO_3, se introducen los iones $NH_4^+(aq)$ y $Cl^-(aq)$, respectivamente, por lo tanto, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman dichos iones, en este caso hacia la izquierda, formando NH_4Cl.

La respuesta correcta es la **b**.

5.72. En los siguientes casos:
i) $Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ Cl(g)$
ii) $2\ O_3(g) \leftrightarrows 3\ O_2(g)$
iii) $2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$
señale cuando un aumento de presión favorece a los reactivos y cuando a los productos.
a) i-reactivos, ii-productos, iii-productos
b) i-reactivos, ii-reactivos, iii-reactivos
c) i-productos, ii-reactivos, iii-productos
d) i-reactivos, ii- reactivos, iii-productos

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión, de acuerdo con el princpio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas.

i) Se desplaza hacia la formación de Cl_2 (1 mol $\leftrightarrows$ 2 mol): reactivos.

ii) Se desplaza hacia la formación de O_3 (2 mol $\leftrightarrows$ 3 mol): reactivos.

iii) Se desplaza hacia la formación de NO_2 (3 mol $\leftrightarrows$ 2 mol): productos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.73. Para la siguiente reacción:
$2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ $\Delta H° = -114{,}1$ kJ
¿Cuál de los siguientes cambios conduce a un aumento de NO_2 en el equilibrio?
a) Aumento de la temperatura.
b) Aumento de la presión.
c) Aumento del volumen.
d) Adición de N_2 a volumen constante.
e) Ninguno de los cambios anteriores.

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta disminuya. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de NO(g).

b) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de $NO_2(g)$.

c) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. Al disminuir esta, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la presión aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de NO(g).

d) Falso. Si se añade N_2 (un gas inerte) a volumen constante, el resultado es un aumento de la presión, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de los componentes del equilibrio, lo que hace que no cambie K_p, por tanto, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

5.74. ¿Para cuál de las siguientes reacciones una disminución en el volumen a temperatura constante causará un descenso en la cantidad de productos?
a) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$
b) $HCl(g) + H_2O(l) \leftrightarrows Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$
c) $Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g) \leftrightarrows 3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g)$
d) $CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio.

$$\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gaseosos} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gaseosos}$$

▪ Las reacciones a y b tienen un valor de $\Delta\nu < 0$, por lo que el equilibrio se desplaza hacia los productos, lo que hace aumentar la cantidad de estos.

▪ La reacción c tiene un valor de $\Delta\nu = 0$, por lo que el cambio propuesto no afecta al equilibrio.

▪ La reacción d tiene un valor de $\Delta\nu > 0$ es $CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$ $\Delta\nu = 1 - 0 = 1$

El equilibrio se desplaza hacia los reactivos, lo que produce un descenso en la cantidad de productos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.75. En un recipiente hermético se tiene el siguiente sistema en equilibrio:
$2\ A(g) + B(s) \leftrightarrows 2\ C(s) + 2\ D(g)$ $\Delta H < 0$
a) Si se aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
b) Si se añade un catalizador se desplaza hacia la izquierda.
c) Si se aumenta la concentración de B se desplaza hacia la derecha.
d) Si se aumenta la temperatura se desplaza hacia la izquierda.

(O.Q.L. Murcia 2010)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, como hay el mismo número de moléculas gaseosas en ambos miembros de la reacción el equilibrio no se modifica.

b) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por lo tanto, el equilibrio no se modifica.

c) Falso. Como se trata de un equilibrio heterógeneo los sólidos no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio, por lo tanto, el aumento de la cantidad de B no modifica el equilibrio.

d) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **d**.

5.76. ¿En cuáles de las siguientes reacciones el equilibrio se desplazará al disminuir la presión en el mismo sentido que al aumentar la temperatura?

A) $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ $\Delta H < 0$
B) $2\ CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ CO_2(g)$ $\Delta H < 0$
C) $2\ H_2O(g) \leftrightarrows 2\ H_2(g) + O_2(g)$ $\Delta H > 0$
D) $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \leftrightarrows 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$ $\Delta H > 0$

a) A y D
b) B y C
c) Todas
d) B, C y D

(O.Q.L. Asturias 2010)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si disminuye la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

$\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gaseosos – Σ coef. esteq. reactivos gaseosos

Aplicado a los equilibrios propuestos:

A) $\Delta\nu = 2 - 2 = 0$ (no se desplaza)

B) $\Delta\nu = 2 - 3 = -1$ (hacia los reactivos)

C) $\Delta\nu = 3 - 2 = 1$ (hacia los productos)

D) $\Delta\nu = 10 - 9 = 1$ (hacia los productos)

▪ Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y así descienda la temperatura:

En un proceso endotérmico ($\Delta H > 0$) la reacción se desplaza hacia la derecha, es decir, hacia la formación de los productos. Es el caso de las reacciones C y D.

En un proceso exotérmico ($\Delta H < 0$) la reacción se desplaza hacia la izquierda, es decir, hacia la formación de los reactivos. Es el caso de las reacciones A y B.

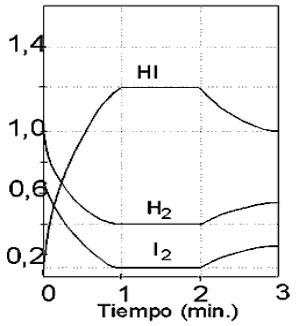
Las reacciones propuestas en los apartados B, C y D son aquellas en las que coinciden los sentidos de desplazamiento del equilibrio al disminuir la presión y aumentar la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

5.77. La reacción entre el $I_2(g)$ y el $H_2(g)$ se describe por la ecuación:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\,HI(g) \qquad \Delta H < 0$$

En la figura, se muestra la variación de la concentración de los diferentes componentes en función del tiempo. ¿Qué cambio se ejerció sobre el sistema en equilibrio a partir del minuto dos?



a) Aumentó la presión.
b) Aumentó la temperatura.
c) Se añadió $H_2(g)$.
d) Disminuyó el volumen del recipiente.
e) Evolucionó de forma natural.

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Cantabria 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a-d) Falso. Se trata de un equilibrio en el que existen el mismo número de moles de gas en productos y reactivos, por lo que no le afectan los cambios de presión o volumen a temperatura constante.

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la izquierda, es decir, hacia la formación de $H_2(g)$ y de $I_2(g)$, por lo tanto, las cantidades de estas sustancias aumentan y la de HI(g) disminuye.

c) Falso. Si se añade $H_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, esta sustancia reacciona con $I_2(g)$ y el equilibrio se desplaza hacia formación de HI(g), por tanto, la cantidad de HI(g) aumenta y las de $H_2(g)$ e $I_2(g)$ disminuyen.

La respuesta correcta es la **b**.

5.78. Si en el sistema equilibrio

$$NH_4Br(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HBr(g)$$

se aumenta el volumen de reacción al doble:
a) El valor de K_c se duplica.
b) Se produce un aumento de la temperatura.
c) El equilibrio se desplaza hacia la derecha.
d) El equilibrio permanece inalterado porque hay una fase sólida.

(O.Q.L. Madrid 2010)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. K_c permanece constante mientras no cambie la temperatura.

b) Falso. Es imposible determinar el efecto que ejerce la variación de temperatura sobre el equilibrio sin conocer el valor de ΔH de la reacción.

c) **Verdadero**. Si se aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. Al disminuir esta, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza

en el sentido en el que la presión aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la derecha.

d) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HBr})$$

Como se observa, la especie $NH_4Br(s)$ no aparece en la expresión de la constante por tratarse de una sustancia sólida. Esto quiere decir que el equilibrio no se ve afectado por el sólido.

La respuesta correcta es la **c**.

5.79. Se dispone de un recipiente que contiene C(s), $H_2O(g)$, $H_2(g)$ y CO(g) en equilibrio, según:

$$C(s) + H_2O(g) \leftrightarrows H_2(g) + CO(g) \qquad \Delta_r H° = 131{,}3\ kJ\ mol^{-1}$$

¿Cuál o cuáles de las siguientes proposiciones es o son correctas?

I. Disminuirá la concentración de CO(g) al elevar la temperatura.

II. Aumentará la concentración de CO(g) al introducir C(s) en el recipiente a temperatura constante.

III. Aumentará el valor de la constante de equilibrio al aumentar la temperatura.

IV. Disminuirá el valor de la constante de equilibrio al aumentar la presión.

V. Disminuirá la cantidad de C(s) si se aumenta la temperatura.

a) I y II
b) III y V
c) I y V
d) I y III
e) I y IV

(O.Q.N. Valencia 2011)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[H_2][CO]}{[H_2O]}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

I. Falso. Al elevar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso endotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de los productos, lo que hace aumentar la concentración de CO(g).

II. Falso. El C(s) no interviene en la expresión de la constante de equilbrio, por lo tanto, la adición de esta sustancia no modifica el equilibrio.

III. **Verdadero**. Como se ha dicho en I, al elevar la temperatura el sistema se desplaza hacia la formación de los productos CO(g) y $H_2(g)$ aumentando la cantidad de estos y disminuyendo la de los reactivos C(s) y $H_2O(g)$, lo que provoca que aumente el valor de la constante de equilibrio y que no se recupere la temperatura inicial.

IV. Falso. Al aumentar la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que descienda esta, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia los reactivos, sin embargo, el valor de la constante de equilibrio no cambia siempre que se mantenga constante la temperatura.

V. **Verdadero**. Como se ha dicho en I, al elevar la temperatura el sistema se desplaza hacia la formación de los productos CO(g) y $H_2(g)$, lo que hace disminuir las cantidades de los reactivos C(s) y $H_2O(g)$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.80. El $BaSO_4$ es un compuesto que se utiliza en la investigación radiográfica del tracto gastrointestinal porque es opaco a la radiación y muy poco soluble. Se tiene una disolución saturada de $BaSO_4$ en equilibrio con la sal sólida:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \qquad \text{(proceso endotérmico)}$$

Se desea reducir la concentración de $Ba^{2+}(aq)$, ¿qué método se puede utilizar?

a) Aumentar la temperatura.
b) Añadir más $BaSO_4(s)$.
c) Reducir la cantidad de disolución saturada que está en presencia del sólido.
d) Añadir disolución de Na_2SO_4.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se desea reducir el valor de $[Ba^{2+}]$ es necesario que el equilibrio se desplace hacia la izquierda.

a) Falso. Al elevar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se gasta el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso endotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de los productos, lo que hace aumentar $[Ba^{2+}]$.

b) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Como se puede observar, el $BaSO_4(s)$ no interviene en la expresión de la constante K_s, por tanto, su adición no modifica el equilibrio.

c) Falso. La reducción de la cantidad de disolución saturada no modifica el equilibrio.

d) **Verdadero**. Añadir disolución de Na_2SO_4 aporta $SO_4^{2-}(aq)$ al equilibrio, por lo que de acuerdo con el principio de Le Châtelier, para disminuir esta especie el sistema se desplaza hacia la formación de $BaSO_4(s)$, lo que produce la disminución de $[Ba^{2+}]$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.81. Para el equilibrio:

$$2\,C(s) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,CO(g) \qquad \Delta H = -221\ kJ$$

puede decirse que:

a) Al añadir C(s) no influye en el equilibrio.
b) Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
c) Para romper el equilibrio se necesita un catalizador.
d) Si se aumenta el volumen del recipiente se formará menos CO(g).

(O.Q.L. Murcia 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[O_2]}$$

Como se puede observar, el C(s) no interviene en la expresión de la constante K_c, por lo tanto, su adición no modifica el equilibrio.

b) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la izquierda.

c) Falso. La presencia de un catalizador reduce la energía de activación de las reacciones directa e inversa y no modifica el equilibrio.

d) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la derecha, lo que hace aumentar la cantidad de CO(g).

La respuesta correcta es la **a**.

5.82. En la reacción exotérmica:

$$2\,A(g) + 2\,B(g) \leftrightarrows C(g)$$

una forma de hacer aumentar la concentración de C en el equilibrio es:
a) Aumentando el volumen de disolvente.
b) Aumentar la concentración de uno de los reactivos, A o B, con lo que también se aumenta la producción de C.
c) Disminuir la temperatura de la mezcla, con lo que se tenderá a desplazar el equilibrio hacia donde se desprenda calor, es decir hacia la derecha, generándose más C.
d) Aumentando la temperatura de la mezcla por lo que, al ser exotérmica, se generará más producto C.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Se trata de una propuesta absurda, en una reacción en fase gaseosa no tiene sentido hablar de disolvente.

b) **Verdadero**. Al aumentar la concentración de uno de los reactivos A o B, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, para disminuir cualquiera de estos valores el sistema se desplaza hacia la formación de C.

c) **Verdadero**. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la formación de C.

d) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la formación de A y B.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

5.83. Sabiendo que a 283 °C las sustancias que intervienen en la reacción:

$$A + 3\,B \leftrightarrows 2\,C + D$$

se encuentran en fase gaseosa y que la misma es exotérmica, la influencia del aumento de volumen en el medio implicará que:
a) Aumente la constante de equilibrio.
b) Aumente el rendimiento de la reacción.
c) Disminuya el rendimiento de la reacción.
d) No pase nada.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta el volumen del medio a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia los reactivos, lo que motiva que disminuya el rendimiento de la reacción.

La respuesta correcta es la **c**.

5.84. Para la reacción:

$$CS_2(g) + 4\,H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) + 2\,H_2S(g) \qquad \Delta H = -231{,}6\ kJ$$

el equilibrio se desplaza hacia la derecha cuando:

a) Se aumenta de la temperatura.

b) Se aumenta el volumen del recipiente manteniendo la temperatura constante.

c) Se adiciona un catalizador.

d) Se quema CH_4.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

b) Falso. Si se aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moléculas gaseosas, en este caso, hacia la izquierda.

c) Falso. La adición de un catalizador aumenta la velocidad de las reacciones directa e inversa por lo que no se aumenta el rendimiento en CH_4.

d) Falso. No se puede quemar CH_4 sin que exista O_2 en el recipiente.

Ninguna respuesta es correcta.

5.85. Para la reacción en equilibrio:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \leftrightarrows CH_3OH(g) \qquad \Delta H < 0$$

¿Cuál/es de las siguientes afirmaciones son ciertas?

a) K_p aumentará al hacerlo la temperatura.

b) Si se aumenta la presión total aumentará la concentración de metanol.

c) Si utilizamos un catalizador positivo aumentará la concentración de metanol.

d) Un aumento de la presión parcial de hidrógeno aumentará la concentración de metanol.

(O.Q.L. Granada 2011)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico

se desplaza hacia la formación de CO(g) y H_2(g). Si estas cantidades aumentan y la de CH_3OH(g) disminuye, el valor de la constante K_c se hace menor y no se recupera la misma temperatura.

b) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la producción de CH_3OH.

c) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa y no tiene ningún efecto sobre el equilibrio.

d) **Verdadero**. Si aumenta la presión parcial del H_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia la producción de CH_3OH.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

5.86. Para el sistema en equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g) \qquad \Delta H° = 178{,}4\ kJ\ mol^{-1}$$

La formación del CO_2 se favorece mediante las siguientes alteraciones del equilibrio:

a) Adición de $CaCO_3$(s) a volumen constante.
b) Eliminación de CaO(s) a volumen constante.
c) Aumento de la temperatura a presión constante.
d) Disminución de la temperatura a presión constante.
e) Aumento de la presión a temperatura constante.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a-b) Falso. Como se observa en la expresión de la constante de equilibrio no aparecen las especies sólidas, por tanto, los cambios en ellas no afectan para nada al equilibrio.

c) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta disminuya. Como se trata de un proceso endotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de CO_2.

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

e) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia los reactivos.

La respuesta correcta es la **c**.

5.87. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) Un valor negativo de la constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea.
b) Para una reacción exotérmica al aumentar la temperatura se produce un desplazamiento hacia la formación de productos.
c) En una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y productos no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.
d) Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando se disminuye el volumen del recipiente.

(O.Q.L. Canarias 2012)

a) Falso. La constante de equilibrio nunca puede tener valor negativo.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

b) Falso. Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos.

c) **Verdadero**. Al aumentar la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Si el sistema posee igual número de moles de gas en reactivos y productos, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

d) Falso. En una reacción en la que únicamente sean gases los productos la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = [\text{producto}]$$

Haciendo aparecer el volumen en esta expresión:

$$K_c = \frac{n_{\text{producto}}}{V}$$

Como se observa, el valor la constante K_c es inversamente proporcional al volumen V, por lo tanto, si este disminuye, K_c aumenta.

La respuesta correcta es la **c**.

5.88. En un recipiente cerrado se tiene el equilibrio:
$A(g) \leftrightarrows 2\,B(g)$ $\Delta H° < 0$
Para incrementar la concentración de B se debe:
a) Aumentar la presión del recipiente.
b) Añadir un catalizador.
c) Aumentar la temperatura.
d) Enfriar el recipiente.

(O.Q.L. Murcia 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, como hay menos moléculas gaseosas en los reactivos, el equilibrio se desplaza hacia la formación de A.

b) Falso. Un catalizador reduce la energía de activación tanto de la reacción directa como la inversa, por lo tanto, el equilibrio no se modifica.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de A.

d) **Verdadero**. Si se enfría el recipiente, disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se genere calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación de B.

La respuesta correcta es la **d**.

5.89. Para el equilibrio:

$$CH_3CO_2H + CH_3OH \leftrightarrows CH_3CO_2CH_3 + H_2O$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a) Cuando se adiciona metanol se obtiene más éster.

b) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda si se añade ácido acético.

c) La adición conjunta de ácido acético y metanol no afecta al equilibrio.

d) El equilibrio se desplaza hacia la derecha cuando se extrae una cantidad de éster.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si se añade metanol, CH_3OH, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia, por tanto, se desplaza hacia la formación de éster, $CH_3CO_2CH_3$.

b) Falso. Si se añade ácido acético, CH_3CO_2H, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia, por tanto, se desplaza hacia la derecha.

c) Falso. Según se ha justificado en los apartados anteriores.

d) **Verdadero**. Si se extrae éster, $CH_3CO_2CH_3$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, por tanto, se desplaza hacia la derecha.

Las respuestas correctas son **a** y **d**.

5.90. Sobre el equilibrio:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g) \qquad \Delta H < 0$$

se puede afirmar:

a) Si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Si disminuye el volumen el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

d) Al aumentar la presión parcial del SO_3 el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y aumente esta. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, se desplaza hacia la derecha.

b) Falso. Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas, en este caso, hacia la derecha.

c) Falso. Si disminuye el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas, en este caso, hacia la derecha.

d) Falso. Al aumentar la presión de SO_3, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, en el sentido en el que se consuma SO_3, por lo tanto, se desplaza hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **a**.

5.91. Para la siguiente reacción:

$$3\,H_2(g) + CO(g) \leftrightarrows H_2O(g) + CH_4(g) \qquad \Delta H = -230\ kJ$$

¿Qué condiciones favorecerán la conversión máxima de reactivos a productos?
a) Alta temperatura y baja presión.
b) Baja temperatura y baja presión.
c) Alta temperatura y alta presión.
d) Baja temperatura y alta presión.

(O.Q.L. Madrid 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia los productos.

▪ Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia los productos.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2011).

5.92. El primer éxito en la síntesis de diamantes a partir de grafito se obtuvo en los laboratorios de la "General Electric" en 1955. Dado el siguiente equilibrio:

$$C(\text{grafito}) \leftrightarrows C(\text{diamante}) \qquad \Delta H > 0$$

y sabiendo que la densidad del diamante es mayor que la del grafito, ¿qué condiciones de presión y temperatura favorecerán la formación del diamante?
a) Altas presiones y altas temperaturas.
b) Bajas presiones y bajas temperaturas.
c) Altas presiones y bajas temperaturas.
d) Bajas presiones y altas temperaturas.

(O.Q.L. Asturias 2012)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un descenso de esta, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Como se trata de un proceso endotérmico, se desplaza hacia la formación de C(diamante).

▪ Si aumenta la presión a temperatura constante, dado que ambos materiales son sólidos, no intervienen en la constante de equilibrio, sin embargo, es obvio que un aumento de la presión favorece la formación de materiales más compactos, es decir, más densos, por tanto, el sistema se desplaza hacia la formación de C(diamante).

La respuesta correcta es la **a**.

5.93. Si se parte de un estado de equilibrio para la reacción química en fase gas:

$$A \leftrightarrows 2\ B$$

Considerando comportamiento ideal, si se añade un gas inerte (por ejemplo, argón) a la mezcla de reacción manteniendo constantes la temperatura y la presión:
a) Se desplazará el equilibrio hacia la izquierda.
b) Se desplazará el equilibrio hacia la derecha.
c) El equilibrio no se modifica.
d) El volumen también se mantiene constante.

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade un gas inerte al equilibrio a presión y temperatura constantes, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta el volumen del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que este aumente, en este caso, hacia la derecha ya que los productos ocupan más volumen que los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

5.94. En 1874, Henry Deacon desarrolló un proceso que permitía aprovechar las emisiones de cloruro de hidrógeno del proceso de obtención de sosa ideado por Leblanc y obtener cloro, que podía ser utilizado como agente blanqueante en las industrias textil y papelera. Este proceso tiene lugar de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H = -202{,}4\ kJ$$

¿Cuáles de las siguientes condiciones que pueden mejorar la producción de $Cl_2(g)$?
a) Aumentar la presión y disminuir la temperatura del sistema.
b) Aumentar la presión y aumentar la temperatura del sistema.
c) Disminuir la presión y aumentar la temperatura del sistema.
d) Disminuir la presión y disminuir la temperatura del sistema.
e) Añadir al sistema en equilibrio cloruro de cobre(II) como catalizador.

(O.Q.N. Alicante 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la producción de Cl_2.

▪ Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y aumente esta. Como se trata de un proceso exotérmico, en este caso, hacia la producción de Cl_2.

Un catalizador no favorece la formación de ninguna de las sustancias ya que reduce la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa.

La respuesta correcta es la **a**.

5.95. Considerando el sistema en equilibrio:

$$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g) \qquad \Delta H° > 0.$$

De los siguientes cambios, ¿cuáles favorecen la formación de más $H_2S(g)$?

1. Adición de una pequeña cantidad de $NH_4HS(s)$ a volumen constante.
2. Incremento de la presión a temperatura constante.
3. Incremento de la temperatura a presión constante.

a) 1
b) 3
c) 1 y 2
d) 1 y 3

(O.Q.L. Asturias 2013)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{H_2S})$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

1. Como se observa, en la expresión de la constante de equilibrio no aparecen las especies sólidas, por lo tanto, los cambios en ellas no afectan al equilibrio.

2. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia los reactivos, lo cual no favorece la formación de H_2S.

3. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso endotérmico, se desplaza hacia la formación de H_2S.

La respuesta correcta es la **b**.

5.96. En sendos tubos de ensayo A y B se introducen, respectivamente, una disolución amarilla de cromato de potasio y una disolución naranja de dicromato de potasio. Al añadir a cada tubo unas gotas de disolución de hidróxido de sodio y teniendo en cuenta el equilibrio:

$$2\,CrO_4^{2-}(aq) + 2\,H^+(aq) \leftrightarrows Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

a) El tubo A se vuelve naranja y el B amarillo.
b) En el tubo A no se observa ninguna variación y el B se vuelve amarillo.
c) En el tubo B no se observa ninguna variación y el A se vuelve amarillo.
d) No se observa variación en ninguno de los tubos.

(O.Q.L. Asturias 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se añade NaOH al tubo A (color amarillo), los iones $OH^-(aq)$ que libera el NaOH reaccionan con los iones $H^+(aq)$ presentes en el tubo, por lo tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones iones $H^+(aq)$ consumidos, es decir, hacia la formación de $CrO_4^{2-}(aq)$, con lo que el tubo A no cambia de color.

▪ Si se añade NaOH al tubo B (color naranja), los iones $OH^-(aq)$ que libera el NaOH reaccionan con los iones $H^+(aq)$ presentes en el tubo, por tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se

desplaza en el sentido en el que se repongan los iones iones $H^+(aq)$ consumidos, es decir, hacia la formación de $CrO_4^{2-}(aq)$, con lo que el tubo B se vuelve amarillo.

La respuesta correcta es la **b**.

5.97. En el proceso de formación del amoniaco según esta reacción:
$$N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3$$
a) Un aumento de la presión disminuiría la producción de amoniaco.
b) Una disminución de la presión aumentaría la producción de amoniaco.
c) Un aumento de la presión aumentaría la producción de amoniaco.
d) Una disminución de la presión no modifica el equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Suponiendo que la reacción es en fase gaseosa, si se aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, se desplaza la hacia la derecha con lo que aumenta la producción de NH_3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.98. Para la siguiente reacción:
$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g) \qquad \Delta H° = -46{,}2\ kJ$$
¿Cuál de los siguientes cambios conduce a un aumento de NH_3 en el equilibrio?
a) Aumento de la temperatura.
b) Aumento de la presión por compresión.
c) Aumento del volumen.
d) Adición de He a volumen constante.
e) Ninguno de los cambios anteriores.

(O.Q.L. Cantabria 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de los reactivos.

b) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de NH_3.

c) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia los reactivos.

d) Falso. Si se añade He (un inerte) a volumen constante, el resultado es un aumento de la presión, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de los componentes del equilibrio, lo que hace que no cambie K_p, por lo tanto, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y Cantabria 2011).

5.99. El cloro puede obtenerse por oxidación del cloruro de hidrógeno en estado gaseoso, de acuerdo con la reacción:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H < 0$$

Para aumentar el rendimiento del proceso, interesa:

a) Aumentar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.

b) Añadir un catalizador.

c) Aumentar la temperatura.

d) Aumentar la presión, manteniendo constante la temperatura.

(O.Q.L. Madrid 2013)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la producción de O_2.

b) Falso. Un catalizador no favorece la formación de ninguna de las sustancias ya que reduce las energías de activación tanto de la reacción directa como de la inversa.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso exotérmico, se desplaza hacia la producción de O_2.

d) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la producción de Cl_2, por tanto, aumenta el rendimiento del proceso.

La respuesta correcta es la **d**.

5.100. En la siguiente reacción: $A(g) + 2\ B(g) \leftrightarrows C(g) \qquad \Delta H > 0$

Indique el cambio que no provoca un aumento de la cantidad de producto de reacción.

a) Aumentar la cantidad de reactivo.

b) Aumentar la temperatura del proceso.

c) Aumentar la presión.

d) Retirar parte del producto obtenido.

e) Aumentar el volumen del recipiente donde ocurre la reacción.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade un reactivo a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el consuma dicho reactivo, es decir, hacia la formación del producto C.

b) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso endotérmico, se desplaza hacia la formación del producto C.

c) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación del producto C.

d) Falso. Si se retira producto C a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el se reponga esta sustancia, en este caso, hacia la derecha.

e) **Verdadero**. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de los reactivos, por lo tanto, no aumenta la cantidad de producto.

La respuesta correcta es la **e**.

5.101. ¿En cuál de las siguientes condiciones no se ve alterada la posición de un equilibrio químico entre gases ideales?
a) Adición isobárica e isotérmica de un gas inerte.
b) Adición isocórica e isotérmica de un gas inerte.
c) Adición isotérmica e isocórica de un reactivo.
d) Adición isotérmica e isocórica de un producto.
e) Variación isotérmica de la presión.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade un gas inerte a presión y temperatura constantes, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta el volumen del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el aumente el volumen, por lo tanto, el equilibrio se altera.

b) **Verdadero**. Si se añade un gas inerte a volumen y temperatura constantes, aumenta la presión total del sistema por la adición del nuevo componente, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de las especies implicadas en el equilibrio, por lo tanto, el valor de la constante K_p no cambia y el equilibrio no se altera.

c-d) Falso. Si se añade un reactivo o producto a temperatura y volumen constantes, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el consuma dicho reactivo o producto, por lo tanto, el equilibrio se altera.

e) Falso. Si varía la presión del recipiente a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se recupere la presión, es decir, hacia donde haya más o menos moles de gas, por lo tanto, el equilibrio se altera.

La respuesta correcta es la **b**.

5.102. La formación del amoniaco ocurre a través de la siguiente reacción exotérmica:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$$

Una vez alcanzado el equilibrio, si se sube la temperatura del sistema:
a) La concentración de amoniaco aumentará.
b) La concentración de amoniaco disminuirá.
c) Todas las concentraciones se mantendrán constantes.
d) La concentración de hidrógeno disminuirá.
e) La concentración de nitrógeno disminuirá.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se sube la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y descienda esta. Como se trata de una reacción exotérmica el sistema se desplaza hacia los reactivos, por lo tanto, la concentración de NH_3 disminuirá.

La respuesta correcta es la **b**.

5.103. Para favorecer la disociación del trióxido de azufre según la reacción:

$$2\,SO_3(g) \leftrightarrows 2\,SO_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = 197\ kJ$$

Se debería:

a) Aumentar la presión del reactor y aumentar la concentración de SO_3.

b) Aumentar la concentración de SO_3 y aumentar el volumen del reactor.

c) Disminuir la temperatura y retirar SO_2 del reactor.

d) Añadir un catalizador y aumentar la concentración de oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Al aumentar la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la formación de SO_3, lo que es desfavorable para la disociación del mismo.

▪ Al aumentar la concentración de SO_3, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistemase desplaza hacia la formación de SO_2, lo que es favorable para la disociación del SO_3.

▪ Al aumentar el volumen del reactor a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, en el sentido en el que haya más moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la formación de SO_2, lo que es favorable para la disociación del SO_3.

▪ Al disminuir la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico el sistema se desplaza hacia la formación de SO_3, lo que es desfavorable para la disociación del mismo.

▪ Al extraer SO_2 del sistema, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, para reponer esta sustancia el sistema se desplaza hacia la formación de SO_2, lo que es favorable para la disociación del SO_3.

▪ La adición de un catalizador reduce la energía de activación de la reacción directa e inversa lo motiva que aumente la velocidad de ambas reacciones sin que afecte a la disociación del SO_3.

▪ Al aumentar la concentración de O_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, para disminuir la misma el sistema se desplaza hacia la formación de SO_3, lo que es desfavorable para la disociación del SO_3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.104. ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento presión total en el sistema?

$$2\,CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,CO_2(g)$$

a) Se desplaza hacia la derecha.

b) No afecta al equilibrio.

c) Se desplaza hacia la izquierda.

d) Desaparece todo el CO_2 presente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la presión total, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia derecha.

La respuesta correcta es la **a**.

5.105. La reacción de obtención de SO_3 es:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g) \qquad \Delta H = -197\ kJ$$

por tanto:

a) Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza a la derecha.
b) Al disminuir la temperatura el equilibrio se desplaza a la izquierda.
c) Al desplazar el equilibrio a la derecha debe disminuir la presión.
d) Al aumentar la presión aumenta la constante de equilibrio.

(O.Q.L. Murcia 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

b) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que desprenda calor y aumente esta. Como se trata de un proceso exotérmico y estos están favorecidos por un descenso de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) **Verdadero**. Si se desplaza el equilibrio hacia la derecha disminuye el número moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, lo que motiva que descienda la presión.

d) Falso. Si aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde haya menos moléculas gaseosas, en este caso hacia la derecha, sin embargo, la constante de equilibrio no varía al no cambiar la temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

5.106. El equilibrio químico:

$$CH_3OH(g) \leftrightarrows CO(g) + 2\,H_2(g)$$

se puede desplazar hacia la derecha:

a) Eliminando CO(g) de la mezcla.
b) Añadiendo H_2(g) a la mezcla.
c) Disminuyendo el volumen del recipiente que contiene la mezcla.
d) Añadiendo Ar(g) a la mezcla a volumen constante.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si se elimina CO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, en este caso, hacia la derecha.

b) Falso. Si se añade H_2(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma esta sustancia, en este caso, hacia la izquierda.

c) Falso. Si disminuye el volumen del reactor (a temperatura constante), según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso, hacia la izquierda.

d) Falso. Si se añade Ar(g), un gas inerte a volumen constante, el resultado es un aumento de la presión, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de los componentes del equilibrio, lo que hace que no cambie K_p, por tanto, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio.

La respuesta correcta es la **a**.

5.107. Dado el sistema en equilibrio:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,H_2O(g) \qquad \Delta H° < 0$$

La concentración de $H_2O(g)$ aumenta:
a) Eliminando $H_2(g)$ del sistema, manteniendo constante la temperatura.
b) Elevando la temperatura.
c) Disminuyendo el volumen, manteniendo constante la temperatura.
d) Aumentando el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.

(O.Q.L. Valencia 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se elimina $H_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que reponga esta sustancia, es decir, hacia la izquierda, por lo tanto, la cantidad de $H_2O(g)$ no aumenta.

b) Falso. Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta disminuya. Como se trata de un proceso exotérmico, se desplaza hacia la izquierda, por lo tanto, la cantidad de $H_2O(g)$ no aumenta.

c) **Verdadero**. Si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la derecha, por lo tanto, aumenta la producción de $H_2O(g)$.

d) Falso. Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la izquierda, por lo tanto, la cantidad de $H_2O(g)$ no aumenta.

La respuesta correcta es la **c**.

5.108. La lluvia ácida se forma al reaccionar en la atmósfera el trióxido de azufre con el agua de acuerdo con la reacción:

$$SO_3(g) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2SO_4(aq) \qquad \Delta H = -226{,}1\ kJ$$

¿Qué temperaturas son las más favorables para la formación espontánea de la lluvia ácida?
a) Temperaturas elevadas.
b) Bajas temperaturas.
c) Es espontánea a cualquier temperatura.
d) Nunca será espontánea.

(O.Q.L. Valencia 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Los procesos exotérmicos se ven favorecidos por las bajas temperaturas, ya que si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y aumente esta, en este caso, hacia la formación del ácido.

La respuesta correcta es la **b**.

5.109. Elija la o las condiciones bajo las que aumentará la producción de NO(g) en el equilibrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g) \qquad \Delta H > 0$$

Opción 1): Aumentando la presión.
Opción 2): Añadiendo un catalizador.
Opción 3): Disminuyendo la temperatura.

a) Las opciones posibles son 1 y 3.
b) La única opción es la 2.
a) Las opciones posibles son 2 y 3.
d) Ninguna opción es válida.

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Opción 1): si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas. Como en este caso existe el mismo número de moles de gas en ambos miembros este cambio no influye en la producción de NO(g).

Opción 2): la adición de un catalizador reduce la energía de activación de la reacción directa como de la inversa, por lo tanto, no influye en el equilibrio en la producción de NO(g).

Opción 3): si disminuye la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se genere el calor y aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico se desplaza hacia la formación de N_2 y O_2 y no favorece la producción de NO(g).

La respuesta correcta es la **d**.

5.110. Cuál es la mejor forma de aumentar la cantidad de hidrógeno (g) presente en la mezcla en equilibrio para la reacción:

$$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \leftrightarrows Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g) \qquad \Delta H = -150\ kJ$$

a) Aumentar la temperatura de la mezcla.
b) Introducir más vapor de agua.
c) Duplicar el volumen del recipiente que contiene la mezcla.
d) Añadir un catalizador adecuado.
e) Reducir la presión del recipiente.

(O.Q.L. Madrid 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se aumenta la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y descienda esta. Como se trata de un proceso exotérmico se desplaza hacia la izquierda, por lo tanto, no favorece la producción de $H_2(g)$.

b) **Verdadero**. Si se añade vapor de agua, acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma la sustancia añadida, en este caso hacia la derecha, por lo tanto, favorece la producción de $H_2(g)$.

c-e) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4} = \frac{\frac{(n_{H_2})^4}{V^4}}{\frac{(n_{H_2O})^4}{V^4}} = \frac{(n_{H_2})^4}{(n_{H_2O})^4}$$

Este tipo de equilibrios en los que existe el mismo número de moles de gas en productos que en reactivos no está afectado ni por variaciones de presión ni de volumen.

d) Falso. La adición de un catalizador reduce la energía de activación de la reacción directa y la inversa y no influye en el equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

5.111. Una reacción en equilibrio y endotérmica, cuando aumenta la temperatura producirá un desplazamiento del equilibrio:
a) Hacia la derecha.
b) No se produce desplazamiento.
c) Hacia la izquierda.
d) Hacia el menor volumen.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **a**.

5.112. Sea la reacción en equilibrio entre gases:

$$2\,A \leftrightarrows B + C$$

Ante una disminución de la presión a temperatura constante, el equilibrio se desplazará:
a) Hacia la derecha.
b) No se produce desplazamiento.
c) Hacia la izquierda.
d) Depende de la temperatura.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si disminuye la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, como existe el mismo número de moléculas de gas en cada parte de la reacción este cambio no produce desplazamiento en el sistema en equilibrio.

La respuesta correcta es la **b**.

5.113. Considere la siguiente reacción:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H° < 0$$

¿Qué incrementaría la presión parcial del NO_2 en el equilibrio?
a) Disminuir el volumen del sistema.
b) Añadir un gas noble para incrementar la presión del sistema.
c) Eliminar parte del NO(g) del sistema.
d) Añadir un catalizador apropiado.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si disminuye el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la esta descienda, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la derecha, lo que hace aumentar la presión parcial del $NO_2(g)$.

b) Falso. Si se añade un gas noble a volumen y temperatura constantes se produce un aumento de la presión total permaneciendo constantes las presiones parciales de los gases que integran el equilibrio, por tanto, no influye en la presión parcial del $NO_2(g)$.

c) Falso. Si se elimina NO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que reponga esta sustancia, es decir, hacia la izquierda, por lo tanto, la presión parcial del $NO_2(g)$ no aumenta.

d) Falso. La adición de un catalizador reduce la energía de activación de la reacción directa y la inversa y no influye en el equilibrio.

La respuesta correcta es la **a**.

5.114. Considere la reacción:

$$Sb_2O_5(g) \leftrightarrows Sb_2O_3(g) + O_2(g) \qquad \Delta_r H° > 0$$

¿Cuál de las siguientes formas sería una buena manera de obtener más Sb_2O_3?
a) Aumentar la temperatura y disminuir el tamaño del recipiente.
b) Disminuir la temperatura y disminuir el tamaño del recipiente.
c) Aumentar la temperatura y aumentar el tamaño del recipiente.
d) Disminuir la temperatura y aumentar el tamaño del recipiente.
e) Aumentar la temperatura y añadir oxígeno.

(O.Q.L. Madrid 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y descienda esta. Como se trata de un proceso endotérmico se desplaza hacia la producción de Sb_2O_3.

▪ Si aumenta el tamaño del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión del sistema. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la producción de Sb_2O_3.

▪ Si se añade O_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma la sustancia añadida, es decir, hacia la producción de Sb_2O_5.

La respuesta correcta es la **c**.

5.115. En un recipiente cerrado se produce la reacción:

$$2\,NO_2(g) \leftrightarrows 2\,NO(g) + O_2(g) \qquad \Delta H° = 113\ kJ$$

¿Qué se debe hacer para evitar la formación de NO y O_2?

a) Aumentar el volumen del recipiente y mantener constante la temperatura.

b) Disminuir el volumen sin controlar la temperatura.

c) Disminuir la temperatura.

d) Retirar el oxígeno que se va formando y sustituirlo por un gas inerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de NO y O_2.

b) Falso. Si disminuye el volumen sin controlar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que disminuya el volumen, es decir, hacia la formación de NO_2 y el despredimiento de calor. Este último efecto, a su vez, produce el desplazamiento del sistema en el sentido en el que se consuma el calor generado y, como se trata de un proceso endotérmico, se desplaza hacia la formación de NO y O_2.

c) **Verdadero**. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico se desplaza hacia la formación de NO_2.

d) Falso. Si se retira O_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, es decir, hacia la formación de NO y O_2.

La respuesta correcta es la **c**.

5.116. Para el equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\,HI(g) \qquad \Delta_r H° = 51{,}8\ kJ$$

Si se desea incrementar la cantidad de HI(g) en el equilibrio, se podrían hacer los siguientes cambios:

I. Aumentar la presión

II. Aumentar la temperatura

a) I

b) II

c) Ambos

d) Ninguno

(O.Q.L. Asturias 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

I. Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moles de gas. En este caso el cambio propuesto no influye ya que existe el mismo número de moles de gas en ambos lados de la reacción.

II. Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y descienda esta. Como se trata de un proceso endotérmico se desplaza hacia la formación de los productos, por lo tanto, aumenta la cantidad de HI(g).

La respuesta correcta es la **b**.

5.117. La reacción:

$$NO_2(g) + CO(g) \leftrightarrows NO(g) + CO_2(g)$$

tiene lugar en el interior de un matraz cerrado. ¿Cuál de las siguientes acciones desplazará la reacción hacia la izquierda?

a) La incorporación de CO(g) al interior del matraz.
b) Elevar la presión total dentro del matraz.
c) Bombear más NO(g) dentro del matraz.
d) Retirar parte del $CO_2(g)$ generado.

(O.Q.L. Murcia 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se añade CO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la derecha.

b) Falso. Al elevar la presión total del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta decienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso como existe el mismo número de moléculas gaseosas en cada parte de la reacción no se produce ningún efecto sobre el sistema en equilibrio.

c) **Verdadero**. Si se añade NO(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que consuma esta sustancia, es decir, hacia la izquierda.

d) Falso. Si se retira $CO_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **c**.

5.118. En el equilibrio a 400 °C:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,Cl_2(g) + 2\,H_2O(l) \qquad \Delta H° = -114\ kJ\ mol^{-1}$$

¿Cuál de los siguientes efectos produce un aumento de la cantidad de $Cl_2(g)$?

a) Añadir a la mezcla $O_2(g)$ adicional a volumen constante.
b) Extraer HCl(g) de la mezcla a volumen constante.
c) Aumentar al doble el volumen del recipiente.
d) Elevar la temperatura a 500 °C.

(O.Q.L. Extremadura 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si se añade un reactivo como el O_2, a temperatura y volumen constantes, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el consuma dicho reactivo, es decir, hacia la formación del producto Cl_2.

b) Falso. Si se extrae un reactivo como el HCl, a temperatura y volumen constantes, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el reponga dicho reactivo, es decir, hacia la formación del mismo.

c) Falso. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la producción de O_2 y HCl.

d) Falso. Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso exotérmico, se desplaza hacia la producción de O_2 y HCl.

La respuesta correcta es la **a**.

5.119. La formación del pentacloruro de fósforo ocurre a través de la siguiente reacción:

$$PCl_3(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows PCl_5(g)$$

Una vez que la reacción ha alcanzado el equilibrio, si se sube la presión:
a) El equilibrio se desplazará hacia el producto.
b) El equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
c) Todas las concentraciones se mantendrán constantes.
d) La cantidad de PCl_3 aumentará.
e) La cantidad de Cl_2 aumentará.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si sube la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta baje, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de producto.

La respuesta correcta es la **a**.

5.120. El Cu^{2+} forma un complejo con iones Cl^- de modo que en disolución acuosa se establece el equilibrio siguiente:

$$CuCl_4^{2-}(aq) \rightleftarrows Cu^{2+}(aq) + 4\ Cl^-(aq) \qquad \Delta H > 0$$

Se dispone de 10 mL de disolución que ha alcanzado el equilibrio descrito. Señale como se desplazará el equilibrio si:

	Se añaden gotas de HCl concentrado	Se añaden 10 mL de agua	Se aumenta la temperatura
a)	**Izquierda**	**Derecha**	**Derecha**
b)	**No le afecta**	**Izquierda**	**Izquierda**
c)	**Derecha**	**Derecha**	**No le afecta**
d)	**Izquierda**	**No le afecta**	**Derecha**

(O.Q.L. Asturias 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ La adición de HCl, ácido fuerte completamente ionizado, supone un aumento de la cantidad de Cl^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el exceso de reactivo añadido, en este caso, hacia la izquierda.

▪ La adición de agua aumenta el volumen del sistema, lo que implica que disminuya la concentración de todas las especies. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el sentido en el que aumente el número de moles de sustancia, en este caso, hacia la derecha.

$$K_c = \frac{[Cu^{2+}]\,[Cl^-]^4}{[CuCl_4^{2-}]} = \frac{\left(\frac{n_{Cu^{2+}}}{V}\right)\left(\frac{n_{Cl^-}}{V}\right)^4}{\left(\frac{n_{CuCl_4^{2-}}}{V}\right)} = \frac{(n_{Cu^{2+}})\,(n_{Cl^-})^4}{(n_{CuCl_4^{2-}})} \cdot \frac{1}{V^4}$$

▪ Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y descienda esta. Como se trata de una reacción endotérmica se desplaza hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **a**.

5.121. Se quiere incrementar el porcentaje de trióxido de azufre en el equilibrio químico dado por la ecuación:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g) \qquad \Delta H° = -201{,}8\ kJ\ mol^{-1}$$

Indique cuál de las siguientes medidas no sería eficaz para conseguirlo:
a) Reducir el volumen del reactor manteniendo la temperatura.
b) Disminuir la temperatura manteniendo la presión total del reactor.
c) Añadir exceso de oxígeno al rector manteniendo el volumen y la temperatura.
d) Introducir un gas inerte manteniendo el volumen y la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se reduce el volumen del reactor manteniendo la temperatura, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) aumenta la presión del recipiente. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de SO_3.

b) Falso. Si se disminuye la temperatura manteniendo la presión del reactor, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y aumente esta. Como se trata de una reacción exotérmica se desplaza hacia la formación de SO_3.

c) Falso. Si se añade O_2 manteniendo el volumen y la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el exceso de reactivo añadido, en este caso, hacia la formación de SO_3.

d) **Verdadero**. Si se añade un gas inerte al equilibrio a volumen y temperatura constantes, aumenta la presión del sistema por la adición del nuevo componente, pero manteniéndose constantes las presiones parciales de las sustancias implicadas en el equilibrio, por lo que el valor de la constante de equilibrio no cambia y la no se incrementa la cantidad de SO_3.

La respuesta correcta es la **d**.

5.122. Dado el sistema en equilibrio:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g) \qquad \Delta H° < 0$$

¿Cuáles de las proposiciones referidas a la combustión del SO_2 son ciertas?
1. Si se aumenta la presión (a T = cte), se favorece la formación de los productos.
2. Si se eleva la temperatura, se favorece la formación de los reactivos.
3. Si se añade SO_2 al sistema, la concentración de O_2 disminuye.
4. Si se enfría el sistema, se favorece la descomposición de SO_3.
a) 1 y 2
b) 3 y 4
c) 1, 2 y 3
d) 1, 3 y 4

(O.Q.L. Valencia 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

1. **Verdadero**. Si se aumenta la presión a T cte., de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de los productos.

2. **Verdadero**. Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se elimine calor y esta disminuya. Como se trata de una reacción exotérmica el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos.

3. **Verdadero**. Si se añade SO_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el exceso de reactivo añadido al reaccionar con el otro reactivo, por lo tanto, se consume O_2.

4. Falso. Si se enfría el sistema y baja la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de una reacción exotérmica el equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_3.

La respuesta correcta es la **c**.

5.123. En la oxidación del monóxido de carbono según:

$$2\,CO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,CO_2(g)$$

la K_c del equilibrio variará:
a) Al disminuir la presión total.
b) Al disminuir la temperatura.
c) Al aumentar la presión parcial de H_2.
d) Al incorporar un catalizador.

(O.Q.L. Murcia 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Teniendo en cuenta qué por tratarse de una combustión el proceso es exotérmico, si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente, es decir, hacia la formación de CO_2.

De acuerdo con la ley del equilibrio químico, el valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura, por tanto, si la temperatura disminuye el valor de la constante K_c aumenta.

La respuesta correcta es la **b**.

5.124. Si la reacción en equilibrio:

$$Fe^{3+}(aq) + 6\,SCN^-(aq) \leftrightarrows [Fe(SCN)_6]^{3+}(aq)$$

se le adiciona una pequeña cantidad de $FeCl_3(s)$, ¿qué ocurrirá?:
a) El $FeCl_3$ no se disolverá porqué es insoluble.
b) El equilibrio se desplazará a la derecha para contrarrestar el exceso de Fe^{3+} añadido.
c) El equilibrio no se alterará porque los sólidos no afectan al equilibrio.
d) El equilibrio se desplazará a la izquierda porque parte del Fe^{3+} precipitará.

(O.Q.L. Murcia 2016)

El $FeCl_3(s)$ se disuelve en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3\,Cl^-(aq)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade Fe^{3+}, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma esta especie, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

5.125. Considere el siguiente equilibrio:

$$N_2F_4(g) \leftrightarrows 2\ NF_2(g) \qquad \Delta H^o = 38{,}5\ kJ$$

Indique cuál de los siguientes supuestos aumentará la disociación del tetrafluoruro de dinitrógeno:
a) Aumentar la presión del sistema disminuyendo el volumen.
b) El tetrafluoruro de dinitrógeno se elimina de la mezcla de reacción a temperatura y volumen constantes.
c) Aumentar la temperatura.
d) Añadir un catalizador.

(O.Q.L. Jaén 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de los reactivos, por tanto, disminuye la disociación del tetrafluoruro de dinitrógeno.

b) Falso. Si se elimina tetrafluoruro de dinitrógeno de la mezcla en equilibrio, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que este se recupere, es decir hacia la formación de los reactivos, por tanto, disminuye la disociación del tetrafluoruro de dinitrógeno.

c) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los productos, por tanto, aumenta la disociación del tetrafluoruro de dinitrógeno.

d) Falso. Un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por tanto, el equilibrio no se modifica.

La respuesta correcta es la **c**.

5.126. Dada el equilibrio:

$$N_2(s) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$$

¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La cantidad de NO en el equilibrio aumenta al aumentar la presión.
b) La cantidad de NO en el equilibrio aumenta al aumentar el volumen.
c) La composición de la mezcla de gases en equilibrio es independiente de la temperatura.
d) $K_c = K_p$.

(O.Q.L. Jaén 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta baje, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, pero como en este caso existe igual número de moles de gas en reactivos y en productos, el equilibrio no se ve afectado por las variaciones de la presión.

b) Falso. Si se aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) la presión disminuye. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, pero como en este caso existe igual número de moles de gas en reactivos y en productos, el equilibrio no se ve afectado por las variaciones del volumen.

c) Falso. La relación entre las cantidades de productos y reactivos en el equilibrio recibe el nombre de constante de equilibrio, y este valor solo depende de la temperatura.

d) **Verdadero**. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = $2 - (1 + 1) = 0$

Se obtiene que, $K_p = K_c$

La respuesta correcta es la **d**.

5.127. En una reacción exotérmica en equilibrio, cuando aumenta la temperatura, se producirá un desplazamiento del equilibrio:
a) Hacia la derecha
b) No hay desplazamiento
c) Hacia la izquierda
d) Hacia el menor volumen

(O.Q.L. Extremadura 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Para el equilibrio: $A(g) \leftrightarrows B(g)$ $\Delta H < 0$

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos, es decir, hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

5.128. El proceso de dimerización de una sustancia consiste en la unión de dos moléculas para formar un complejo llamado dímero. Un ejemplo es la dimerización del ácido acético, que se produce parcialmente cuando este está en fase gaseosa.
¿Cuál de estos métodos desplaza el equilibrio de la dimerización del ácido acético hacia el producto?
a) Aumentar la presión.
b) Disminuir la concentración de ácido acético.
c) Disminuir la presión.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2017)

El equilibrio correspondiente a la dimerización del CH_3COOH es:

$$2\,CH_3COOH(g) \leftrightarrows (CH_3COOH)_2(g)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) **Verdadero**. Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación del producto (dímero).

b) Falso. Si se disminuye la concentración de ácido acético, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que aumente la concentración del mismo, es decir, hacia la formación de ácido acético (reactivo).

c) Falso. Según se ha justificado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

5.129. Considere la siguiente reacción química:

$$C(s) + 2\,H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) \qquad \Delta H° = -74{,}64\ kJ\ mol^{-1}$$

El equilibrio se desplazará hacia la formación de metano si se produce:
a) Adición de C(s).
b) Incremento de la presión de $H_2(g)$.
c) Incremento de la presión de $CH_4(g)$.
d) Aumento del volumen de reacción.

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se introduce C(s) en el recipiente a T constante, el sistema permanece inalterado ya que como se trata de una sustancia sólida no aparece en la expresión de la constante de equilibrio y, por lo tanto, sus variaciones no modifican la concentración de $CH_4(g)$.

b) **Verdadero**. Si se aumenta la presión de $H_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia la formación de $CH_4(g)$.

c) Falso. Si se aumenta la presión de $CH_4(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia la formación de C(s) y $H_2(g)$.

d) Falso. Si se aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) la presión disminuye. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de C(s) y $H_2(g)$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.130. Dado el equilibrio químico representado por la ecuación:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

y sabiendo que el proceso es endotérmico, para impedir la descomposición del carbonato de calcio en el reactor se debe:
a) Elevar la temperatura.
b) Reducir el volumen.
c) Añadir más óxido de calcio.
d) Reducir la presión.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Al elevar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $CaO(s)$ y $CO_2(g)$, con lo que se favorece la descomposición del $CaCO_3(s)$.

b) **Verdadero**. Al reducir el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) la presión aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, la reacción se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de $CaCO_3(s)$, con lo que se impide su descomposición.

c) Falso. La especie $CaO(s)$ no aparece en la expresión de la constante por tratarse de una sustancia sólida. Esto quiere decir que el equilibrio no se ve afectado al añadir más cantidad de esta sustancia.

d) Falso. Al reducir la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta se eleve, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $CaO(s)$ y $CO_2(g)$, con lo que se favorece la descomposición del $CaCO_3(s)$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.131. En la síntesis del amoniaco a partir de sus elementos en condiciones estándar se desprenden 67,2 kJ mol^{-1}. El equilibrio se desplazará hacia la formación de amoniaco si:
a) Se disminuye la temperatura y se aumenta la presión.
b) Se aumenta la temperatura a presión constante.
c) Se añade un catalizador.
d) Se aumentar la presión añadiendo un inerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio propuesto:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H° < 0$$

a) **Verdadero**. Al disminuir la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$.

Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $NH_3(g)$.

b) Falso. Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $N_2(g)$ y $H_2(g)$.

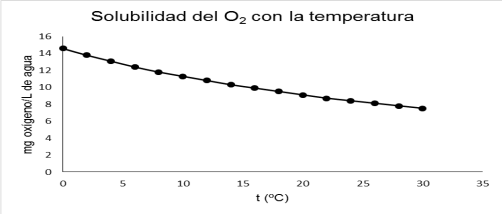
c) Falso. Al añadir un catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como inversa, por tanto, aumentan las velocidades en ambos sentidos, aunque el equilibrio no se modifica.

d) Falso. Al añadir un gas inerte y producirse un aumento de la presión, quiere decir que la adición se realiza a volumen y temperatura constantes. Este aumento de la presión del sistema por la adición del

nuevo componente se produce sin que varíen las presiones parciales del resto de las especies del equilibrio, lo que implica que el valor de la constante de equilibrio no cambie y, por lo tanto, no se produzca ningún desplazamiento del equilibrio.

La respuesta correcta es la **a**.

5.132. La gráfica adjunta recoge la solubilidad del oxígeno en agua en función de la temperatura. Según eso, el proceso de disolución del O_2 en agua es:
a) Exotérmico
b) Endotérmico
c) Isotérmico
d) No se tienen datos para decidirlo.



(O.Q.L. Asturias 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Al aumentar la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta descienda. Como se observa en la gráfica, al aumentar la temperatura disminuye la solubilidad, esto indica que el equilibrio $O_2(g) \leftrightarrows O_2(aq)$ está desplazado hacia la fase gaseosa, por tanto, la disolución del O_2 en agua es un proceso exotérmico (consultando la bibliografía, $\Delta H° = -1{,}8$ kJ mol^{-1}).

La solución correcta es la **a**.

5.133. Suponiendo que se alcanza el equilibrio del siguiente proceso:

$$2\,Cl_2(g) + 2\,H_2O(g) \leftrightarrows 4\,HCl(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = 309\ kJ$$

¿Cómo se podría obtener un mayor rendimiento para el HCl que se forma?
a) Bajando la temperatura y la presión.
b) Elevando la temperatura y la presión.
c) Elevando la temperatura y bajando la presión.
d) Bajando la temperatura y elevando la presión.
e) Disminuyendo la temperatura y agregando un catalizador.

(O.Q.L. Jaén 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un descenso de esta, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al tratarse de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de HCl(g).

▪ Si desciende la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca un aumento de esta, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas en el equilibrio, en este caso hacia la formación de HCl(g).

La adición de un catalizador no favorece el equilibrio solo hace que se alcance en menos tiempo.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008 pero cambiando la reacción).

5.134. El amoniaco se forma mediante la siguiente reacción exotérmica:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$$

Una vez la reacción ha alcanzado el equilibrio, para desplazar el equilibrio hacia el producto:
a) Se aumenta la temperatura y la presión.
b) Se disminuye la temperatura y la presión.
c) Se aumenta la temperatura y se disminuye la presión.
d) Se disminuye la temperatura y se aumenta la presión.
e) Se aumenta la temperatura.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$.

▪ Si se aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $NH_3(g)$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.135. La presión de vapor de todos los líquidos:
a) Es la misma a 100 °C.
b) Aumenta con el volumen de líquido.
c) Disminuye al aumentar el volumen del recipiente.
d) Aumenta con la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio:

$$\text{Líquido} \leftrightarrows \text{Vapor} \qquad \Delta H > 0$$

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza hacia la formación vapor lo que hace aumentar la presión de vapor del líquido.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

5.136. Considerando el equilibrio:

$$Cl_2(g) \leftrightarrows 2\ Cl(g) \qquad \Delta H > 0$$

y suponiendo que se comunica calor al sistema, se puede decir, respecto de la variación de K_c que:
a) Aumenta
b) Disminuye
c) No varía
d) No se puede predecir.

(O.Q.L. Extremadura 2018)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[Cl]^2}{[Cl_2]}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se comunica calor al sistema, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que este se consuma. Como se trata de un proceso endotérmico se desplaza hacia la derecha, lo que motiva que [Cl] aumente y [Cl_2] disminuya y, por tanto, el valor de K_c aumente.

La respuesta correcta es la **a**.

5.137. Dada la reacción:

$N_2(s) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$ $\Delta H = -180$ kJ a 25 °C y 1 atm

representativa de un equilibrio químico, se puede decir de ella:

a) Su K_c se duplica si se duplica la presión.

b) La reacción se desplaza hacia la izquierda al aumentar la temperatura.

c) Si se aumenta la presión, disminuye K_c.

d) $K_c = 2\ K_p$.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a-c) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta baje, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso como existe igual número de moles de gas en reactivos y en productos, el equilibrio no se ve afectado por las variaciones de la presión.

b) **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Como se trata de un proceso exotérmico se desplaza hacia la izquierda.

d) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (1 + 1) = 0

Se obtiene que, $K_p = K_c$

La respuesta correcta es la **b**.

5.138. Dada la siguiente reacción en equilibrio:

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ NO(g)$

¿Cómo evoluciona el equilibrio si se introduce argón manteniendo el volumen y la temperatura constantes?

a) Aumenta la cantidad de NO.

b) Aumenta la cantidad de N_2.

c) La presión total no varía.

d) El equilibrio no se modifica.

(O.Q.L. Valencia 2018)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade un gas noble como el argón, a volumen y temperatura constantes, se produce un aumento de la presión total permaneciendo constantes las presiones parciales de los gases que integran el equilibrio, por tanto, el equilibrio no se modifica.

La respuesta correcta es la **d**.

5.139. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:

$$A_2(g) + B_2(g) \leftrightarrows X_2(g) \qquad \Delta_r H < 0\ kJ$$

¿qué condiciones maximizarán la formación del producto?
a) Baja temperatura y alta presión.
b) Baja temperatura y baja presión.
c) Alta temperatura y alta presión.
d) Alta temperatura y baja presión.

(O.Q.N. Santander 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia los productos.

▪ Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia los productos.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2011 y otras).

5.140. Las siguientes ecuaciones químicas representan reacciones en equilibrio. ¿Cuál de ellas se verá afectada por un cambio de la presión?
a) $H_2(g) + CO_2(g) \leftrightarrows H_2O(g) + CO(g)$
b) $C(s) + 2\ H_2O(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2(g)$
c) $CH_4(g) + 3\ O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$
d) $3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \leftrightarrows Fe_3O_4(g) + 4\ H_2(g)$

(O.Q.L. Valencia 2019)

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta (o disminuye) la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda (o aumente), es decir, hacia donde disminuya (o aumente) el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio.

Para que el equilibrio se desplace si cambia la presión es preciso que $\Delta\nu \neq 0$, siendo:

$$\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas}$$

De los equilibrios propuestos, los que cumplen dicha condición son:

$C(s) + 2\ H_2O(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2(g)$ $\qquad \Delta\nu = 3 - 2 = 1$

$CH_4(g) + 3\ O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$ $\qquad \Delta\nu = 3 - 4 = -1$

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

5.141. Considere la siguiente reacción química:

$$C(s) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) \qquad \Delta H° = -74{,}64\ kJ\ mol^{-1}$$

Haga una predicción de cómo se desplazará el equilibriosi se producen los siguientes cambios en las condiciones experimentales:

1. Disminución de la temperatura
2. Disminución del volumen de reacción
3. Disminución de la presión de H_2
4. Incremento de la presión de CH_4
5. Adición de C(s)

a) Derecha; izquierda; derecha; izquierda; izquierda
b) Izquierda; derecha; izquierda; izquierda; no cambia
c) Derecha; derecha; izquierda; izquierda; no cambia
d) Izquierda; derecha; derecha; izquierda; no cambia

(O.Q.L. La Rioja 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

1. Si disminuye la temperatura, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y, por tanto, aumente la temperatura. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de los productos, es decir, hacia la derecha.

2. Si disminuye el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) la presión aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia los productos, es decir, hacia la derecha.

3. Si disminuye la presión de $H_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia la izquierda.

4. Si aumenta la presión de $CH_4(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia la izquierda.

5. Si se añade C(s) en el recipiente a temperatura constante, como se trata de una sustancia sólida no aparece en la expresión de la constante de equilibrio sus variaciones no modifican el equilibrio, es decir, no cambia.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2017).

5.142. La obtención de amoniaco a partir de nitrógeno e hidrógeno (todos ellos gases) es un proceso exotérmico. El rendimiento de dicho proceso se aumenta trabajando:
a) A temperatura y presión altas.
b) A temperatura y presión bajas.
c) A temperatura alta y presión baja.
d) A temperatura baja y presión alta.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio propuesto:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H° < 0$$

▪ Al disminuir la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$.

▪ Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $NH_3(g)$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2017).

5.143. En la reacción exotérmica:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\,SO_3(g)$$

se puede afirmar que:
a) Al aumentar la presión también aumenta la constante de equilibrio.
b) Aumentar la temperatura favorece la formación SO_3.
c) El valor de K_p es superior al de K_c a temperatura ambiente.
d) Aumentar la temperatura disminuye la constante de equilibrio.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se aumenta la presión a T cte., de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso, hacia la formación de los productos, pero el el valor de la constante de equilibrio no cambia

b) Falso. Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se elimine calor y esta disminuya. Como se trata de una reacción exotérmica el equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_2.

c) Falso. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = 2 – (2 + 1) = –1

La relación entre ambas constantes es:

$$\frac{K_p}{K_c} = \frac{1}{RT} \quad \rightarrow \quad K_p < K_c$$

d) **Verdadero**. Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y esta descienda. Como se trata de una reacción exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos. Por este motivo, aumenta la concentración de estos y disminuye la de los productos, lo que motiva que el valor de la constante de equilibrio disminuya.

La respuesta correcta es la **d**.

5.144. En la descomposición de tetraóxido de dinitrógeno (g) en dióxido de nitrógeno (g), si una vez alcanzado el equilibrio se duplica la concentración de dióxido de nitrógeno:
a) Se duplica el valor de la constante de equilibrio.
b) Aumenta la concentración de tetraóxido de dinitrógeno (g).
c) La constante de equilibrio se hace cuatro veces mayor.
d) Disminuye la concentración de tetraóxido de dinitrógeno (g).

(O.Q.L. Asturias 2019)

El equilibrio correspondiente a la disociación del tetraóxido de dinitrógeno es:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se duplica la concentración de $NO_2(g)$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que descienda la concentración del mismo, es decir, de forma que se produzca el aumento de la concentración de $N_2O_4(g)$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.145. Para realizar la síntesis del amoniaco:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H < 0$$

se introducen en un reactor los reactivos en proporciones estequiométricas a 400 atm y 500 K. Sabiendo que la reacción es exotérmica, es falsa la siguiente afirmación:

a) La reacción de obtención de NH_3 se favorece al bajar la temperatura.

b) Aumentar la presión parcial de nitrógeno favorece la formación de amoniaco.

c) Esta reacción está favorecida a presiones bajas, por tanto, las condiciones del enunciado no son óptimas.

d) La presión en el reactor de volumen constante disminuye a medida que se forma amoniaco.

(O.Q.L. Asturias 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

En el equilibrio propuesto:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H° < 0$$

a) Verdadero. Al disminuir la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se desprenda calor y esta aumente. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$.

b) Verdadero. Si aumenta la presión parcial del N_2, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia la formación de NH_3.

c) **Falso**. Al disminuir la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta suba, es decir, hacia donde aumente el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $N_2(g)$ y $H_2(g)$.

d) Verdadero. Si la reacción se desplaza hacia la formación de $NH_3(g)$ desciende el número moléculas gaseosas presentes en el equilibrio y con ello la presión en el sistema.

La respuesta correcta es la **c**.

5.146. Para la siguiente reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g) \qquad \Delta H° = -197{,}78\ kJ\ mol^{-1}$$

¿Cuál de los siguientes cambios conduce a un aumento de SO_3 en el equilibrio?

a) Aumento de la temperatura.

b) Aumento de la presión.

c) Aumento del volumen.

d) Adición de un catalizador.

e) Ninguno de los cambios anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de los reactivos.

b) **Verdadero**. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso, hacia la formación de SO_3.

c) Falso. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia los reactivos.

d) Falso. Si se añade un catalizador aumenta la velocidad de la reacción directa e inversa por lo que no se aumenta el rendimiento en SO_3.

La respuesta correcta es la **b**.

5.147. En una hipotética reacción en equilibrio en estado gaseoso:

$$A + 2\,B \leftrightarrows 2\,C + D \qquad \Delta H < 0$$

el rendimiento de D se verá aumentado si se:
a) Aumenta la presión.
b) Aumenta el volumen.
c) Aumenta la temperatura.
d) Extrae la sustancia C.

(O.Q.L. Murcia 2019)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta baje, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso como existe igual número de moles de gas en reactivos y en productos, el equilibrio no se ve afectado.

b) Falso. Si aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso como existe igual número de moles de gas en reactivos y en productos, el equilibrio no se ve afectado.

c) Falso. Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y disminuya esta. Como se trata de un proceso exotérmico, se desplaza hacia la producción de A y B.

d) **Verdadero**. Si se extrae C, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga esta sustancia, por tanto, se desplaza hacia la formación de C y D.

La respuesta correcta es la **d**.

5.148. Para una reacción química exotérmica ($\Delta H < 0$) que ha alcanzado el equilibrio, un aumento isobárico de la temperatura:
a) No afecta a la conversión de equilibrio.
b) Favorece la formación de reactivos.
c) Favorece la formación de productos y reactivos.
d) Favorece la formación de productos.

(O.Q.L. Murcia 2020)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso exotérmico la reacción se desplaza hacia la formación de los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

5.149. El compuesto A se disocia según el equilibrio:

$$A \leftrightarrows B + C \qquad \Delta H° > 0$$

Diga cuál de las siguientes opciones es correcta:
a) Al disminuir la temperatura aumenta la disociación de A.
b) Al aumentar la temperatura aumenta la disociación de A.
c) Al aumentar la temperatura disminuye la formación de C.
d) Al disminuir la temperatura aumenta la formación de B.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el calor aportado y esta descienda. Al tratarse de un proceso endotérmico el equilibrio se desplaza en el sentido en el que aumente la disociación de A.

La respuesta correcta es la **b**.

5.150. En un reactor en el que previamente se ha hecho el vacío se introduce un poco de óxido de mercurio(II) sólido y se espera a que se alcance el equilibrio representado por la ecuación:

$$2\ HgO(s) \rightleftarrows 2\ Hg(g) + O_2(g)$$

Se sabe que este proceso es endotérmico.
Si una vez alcanzado el equilibrio se quiere aumentar el porcentaje de óxido de mercurio(II) disociado se debe:
a) Disminuir la temperatura sin modificar el volumen del reactor ni alterar las cantidades de las sustancias presentes en el equilibrio.
b) Aumentar el volumen del reactor sin modificar la temperatura ni las cantidades de ninguna de las sustancias que participan en el equilibrio.
c) Introducir algo más de oxígeno sin cambiar la temperatura ni el volumen del reactor.
d) Introducir algo más de óxido de mercurio(II) en el reactor sin cambiar la temperatura ni su volumen.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y aumente esta. Como se trata de un proceso endotérmico, el sistema se desplaza hacia la izquierda formando HgO(s).

b) **Verdadero**. Si aumenta el volumen a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte (1662) disminuye la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta aumente, es decir, hacia donde se formen más moles de gas, en este caso, hacia la formación de O_2, lo que implica la disociación del HgO(s).

c) Falso. Si se añade O_2(g), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta sustancia se consuma, en este caso, hacia formación de HgO(s).

d) Falso. El HgO es un sólido, por tanto, no aparece en la expresión de la constante de equilibrio, lo que quiere decir que no influye en este.

La respuesta correcta es la **b**.

6. CÁLCULOS EN EQUILIBRIOS

6.1. La K_p de la reacción:
butano (g) ⇆ isobutano (g) es 2,54 a 25 °C.
Si la presión parcial del butano al alcanzar el equilibrio es de 1,00 atm, ¿cuál será la presión parcial del isobutano?
a) 0,390 atm
b) 0,720 atm
c) 1, 65 atm
d) 2,54 atm

(O.Q.L. Asturias 1993)

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{isobutano})}{(p_{butano})}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$2{,}54 = \frac{(p_{isobutano})}{1{,}00} \quad \rightarrow \quad p_{isobutano} = 2{,}54 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.2. Una sustancia AB se descompone para formar A y B de acuerdo con la reacción:
AB(g) ⇆ A(g) + B(g)
siendo la constante de equilibrio, $K_c = 1{,}0$. Si se introducen 2 mol de AB en un recipiente de 1 L, al alcanzar el equilibrio el número total de moles será:
a) 2
b) 2,3333
c) 3
d) 4
e) 3,5

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	AB	A	B
$n_{inicial}$	2	—	—
$n_{transformado}$	x	—	—
$n_{formado}$	—	x	x
$n_{equilibrio}$	$2 - x$	x	x

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[A]\,[B]}{[AB]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c y teniendo en cuenta que $V = 1$ L:

$$1{,}0 = \frac{x^2}{2 - x} \quad \rightarrow \quad x = 1 \text{ mol}$$

El número de moles totales en el equilibrio es:

$$n_{total} = (2 - x) + x + x = (2 + x) = 3 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.3. Para la siguiente reacción:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ N_2O_4(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si inicialmente $[N_2O_4] = [H_2O] = 3{,}60$ mol L^{-1}, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[H_2O] = 0{,}60$ mol L^{-1}, calcule la concentración de equilibrio de $NH_3(g)$ en mol L^{-1}.

a) 3,00
b) 2,00
c) 2,40
d) 0,90
e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2020)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_3	O_2	N_2O_4	H_2O
$c_{inicial}$	—	—	3,60	3,60
$c_{transformado}$	—	—	$2x$	$6x$
$c_{formado}$	$4x$	$7x$	—	—
$c_{equilibrio}$	$4x$	$7x$	$3{,}60 - 2x$	$3{,}60 - 6x$

La concentración de H_2O en el equilibrio permite obtener el valor de x:

$$[H_2O] = 3{,}60 - 6x = 0{,}60 \quad \rightarrow \quad x = 0{,}50 \text{ mol } L^{-1}$$

La concentración de NH_3 en el equilibrio es:

$$[NH_3] = 4 \cdot (0{,}50 \text{ mol } L^{-1}) = 2{,}0 \text{ mol } L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.4. Para la reacción de descomposición de carbamato de amonio:

$$NH_2CO_2NH_4(s) \leftrightarrows 2\ NH_3(g) + CO_2(g)$$

en el equilibrio la presión total del gas es 0,843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

a) 0,0222
b) 0,00701
c) 0,843
d) 0,0888
e) 0,599

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. La Rioja 2018) (O.Q.L. Málaga 2019)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{r} p_{NH_3} = 2\ p_{CO_2} = 2p \\ p_t = p_{NH_3} + p_{CO_2} = 3p \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad p = \frac{p_t}{3} = \frac{0{,}843 \text{ atm}}{3} = 0{,}281 \text{ atm}$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})^2\ (p_{CO_2})$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = (2p)^2 \cdot p = (2 \cdot 0{,}281)^2 \cdot (0{,}281) = 0{,}0888$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2007 ponen unidades a la constante de equilibrio, atm^3, y en La Rioja 2011, 2012 y 2018 se proponen otra temperatura y otra presión de equilibrio).

6.5. De las siguientes propuestas solo una es cierta:
a) El grado de disociación es mayor que la unidad.
b) En el equilibrio:

$$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

cuando la presión total es 1,5 atm el $PCl_5(g)$ se ha disociado el 20%. Si manteniendo todas las demás condiciones iguales, al aumentar la presión, α aumenta.
c) En el equilibrio: $A(s) \leftrightarrows B(g) + C(s)$, $K_p = p_B \cdot p_C$.
d) Si en el equilibrio anterior la presión total a una temperatura, es 0,20 atm, $K_p = 0{,}20$ atm.
e) Todas las respuestas anteriores son falsas.

(O.Q.L. Asturias 1997)

a) Falso. El grado de disociación se define como:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}$$

Para que se alcance el equilibrio es preciso que moles disociados < moles iniciales, por tanto, $0 < \alpha < 1$.

b) Falso. El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Al aumentar la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, en este caso hacia la formación de $PCl_5(g)$. Esto provoca que disminuye el grado de disociación.

c) Falso. Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K es:

$$K_p = (p_B)$$

d) **Verdadero**. Como existe único componente gaseoso se cumple que:

$$K_p = (p_B) = p \qquad \rightarrow \qquad K_p = 0{,}20$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.6. Para la siguiente reacción:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \leftrightarrows 2\ N_2O_4(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si inicialmente $[N_2O_4] = [H_2O] = 3{,}60$ mol L^{-1}, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[H_2O] = 0{,}60$ mol L^{-1}, calcule la concentración de equilibrio de $O_2(g)$ en mol L^{-1}.
a) 2,40
b) 0,70
c) 3,50
d) 3,00
e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Asturias 2009)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_3	O_2	N_2O_4	H_2O
$c_{inicial}$	—	—	3,60	3,60
$c_{transformado}$	—	—	$2x$	$6x$
$c_{formado}$	$4x$	$7x$	—	—
$c_{equilibrio}$	$4x$	$7x$	$3{,}60 - 2x$	$3{,}60 - 6x$

La concentración de H_2O en el equilibrio permite obtener el valor de x:

$$[H_2O] = 3{,}60 - 6x = 0{,}60 \qquad \rightarrow \qquad x = 0{,}50 \text{ mol } L^{-1}$$

La concentración de O_2 en el equilibrio es:

$$[O_2] = 7 \cdot (0{,}50 \text{ mol L}^{-1}) = 3{,}5 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.7. Entre las sustancias R, S y Q se establece el siguiente equilibrio químico:

$$\text{R(g)} + \text{Q(g)} \leftrightarrows \text{S(g)}$$

Si se mezclan R y Q en un matraz de 10 L de capacidad y se deja que reaccionen hasta que se alcance el equilibrio, a unas determinadas condiciones, la mezcla gaseosa contiene igual número de moles de R, Q y S. En tales condiciones la constante de equilibrio K_c es 4,0 mol dm^{-3}. ¿Cuántos moles de S se han formado?

a) 0,25
b) 0,40
c) 2,0
d) 2,5

(O.Q.L. Murcia 2000)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[S]}{[R]\,[Q]}$$

Llamando x a los moles de R, Q y S en el equilibrio y sustituyendo:

$$4{,}0 = \frac{\left(\frac{x}{10}\right)}{\left(\frac{x}{10}\right)^2} \quad \rightarrow \quad x = 2{,}5 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.8. En un recipiente se introduce una cierta cantidad de cloruro de amonio. Una vez cerrado herméticamente se calienta hasta 400 K para que se produzca la reacción de descomposición:

$$\text{NH}_4\text{Cl(s)} \leftrightarrows \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HCl(g)}$$

y alcance el equilibrio. Si la constante K_p para esta reacción y a dicha temperatura es 6,00·10^{-19} atm^2, la presión a la que se encontrará la mezcla en el recipiente será:

a) 1,55·10^{-9} atm
b) 7,75·10^{-10} atm
c) 6,00·10^{-19} atm
d) No se puede calcular por falta de datos.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HCl})$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$p_{NH_3} = p_{HCl} = p$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = p^2$$

El valor de la presión parcial de cada especie gaseosa es:

$$p = \sqrt{K_p} = \sqrt{6{,}00 \cdot 10^{-19}} = 7{,}75 \cdot 10^{-10} \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_t = p_{NH_3} + p_{HCl} = 2 \cdot (7{,}75 \cdot 10^{-10} \text{ atm}) = 1{,}55 \cdot 10^{-9} \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.9. Para la reacción:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

el valor de K_c a 1.100 K es 25,0. Si inicialmente solo existe HI(g) con concentración de 4,00 mol L^{-1}, ¿cuál será la concentración de $I_2(g)$ en el equilibrio, expresada en mol L^{-1}?

a) 0,363
b) 2,00
c) 0,667
d) 0,571
e) 0,148

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	H_2	I_2	HI
$c_{inicial}$	—	—	4,00
$c_{transformado}$	—	—	$2x$
$c_{formado}$	x	x	—
$c_{equilibrio}$	x	x	$4{,}00 - 2x$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

El valor de x que se obtiene es:

$$25{,}0 = \frac{(4{,}00 - 2x)^2}{x^2} \qquad \rightarrow \qquad x = [I_2] = 0{,}571\ mol\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.10. Un recipiente cerrado, de volumen V cm^3, contiene 2 mol de un gas A. Cuando la temperatura es de 25 °C, el gas se descompone de acuerdo con la ecuación química:

$$2\ A(g) \leftrightarrows 2\ B(g) + C(g) \qquad \Delta H = 65\ kJ\ mol^{-1}$$

alcanzándose el equilibrio cuando en el recipiente están presentes x mol de C y la presión reinante es de p atm. ¿Cuántos moles forman la mezcla gaseosa en equilibrio?

a) $2 - x$
b) $2 - 2x$
c) $2x$
d) $2 + x$

(O.Q.L. Murcia 2001)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
$n_{inicial}$	2	—	—
$n_{transformado}$	$2x$	—	—
$n_{formado}$	—	$2x$	x
$n_{equilibrio}$	$2 - 2x$	$2x$	x

El número total de moles en el equilibrio es:

$$n_{total} = (2 - 2x) + 2x + x = 2 + x$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.11. La constante de equilibrio para la reacción:

$$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g) \qquad \text{es } K_c = 1{,}2\cdot10^{-4} \text{ a 25 °C.}$$

Cuando una muestra de $NH_4HS(s)$ se encierra en un recipiente a 25 °C, la presión parcial de NH_3 en el equilibrio con el sólido es:

a) $7{,}2\cdot10^{-2}$ atm
b) 0,27 atm
c) $1{,}1\cdot10^{-2}$ atm
d) 0,8 atm
e) $1{,}2\cdot10^{-4}$ atm

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [NH_3]\,[H_2S]$$

Según la estequiometría de la reacción y considerando que los gases se comportan de forma ideal:

$$[NH_3] = [H_2S] = \frac{p_{NH_3}}{RT}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c:

$$K_c = \left(\frac{p_{NH_3}}{RT}\right)^2$$

El valor de p_{NH_3} es:

$$1{,}2\cdot10^{-4} = \left(\frac{p_{NH_3}}{0{,}082\cdot(25+273{,}15)}\right)^2 \qquad \rightarrow \qquad p_{NH_3} = 0{,}27 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.12. En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de hidrogenocarbonato de sodio sólido y se calienta hasta 120 °C. Cuando se alcanza el equilibrio dado por la ecuación química:

$$2\,NaHCO_3(s) \leftrightarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

la presión en el interior del recipiente es de 2,26 atm. Indique el valor de la constante de equilibrio K_p para dicho proceso en las citadas condiciones.

a) 6,63 atm^2
b) 5,12 atm^2
c) 1,28 atm^2
d) 1,13 atm^2

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{r} p_{CO_2} = p_{H_2O} = p \\ p_t = p_{CO_2} + p_{H_2O} = 2\,p \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad p = \frac{p_t}{2} = \frac{2{,}26 \text{ atm}}{2} = 1{,}13 \text{ atm}$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})\,(p_{H_2O})$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = p^2 = 1{,}13^2 = 1{,}28$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.13. La siguiente reacción:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

alcanza el equilibrio a la temperatura de 150 °C siendo $K_c = 3{,}20$ mol L^{-1}. ¿Cuál debe ser el volumen del reactor en el que transcurre la reacción para que en él estén en equilibrio 1 mol de N_2O_4 y 2 mol de NO_2?

a) 1,60 L
b) 0,80 L
c) 1,25 L
d) 2,50 L

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Asturias 2017)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

El volumen del reactor es:

$$3{,}20 = \frac{(2/V)^2}{(1/V)} \qquad \rightarrow \qquad V = 1{,}25\ \text{L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.14. La sacarosa-P se sintetiza por reacción de fructosa y glucosa-P, según:

fructosa(aq) + glucosa-P(aq) ⇆ sacarosa-P(aq)

La constante de equilibrio es 0,0500. ¿Hasta qué volumen debe ser diluida una disolución que contiene 0,0500 mol de cada uno de los reactivos, fructosa y glucosa-P para que en el equilibrio enzimático se tenga un 3,00 % de conversión a sacarosa-P?

a) 0,0078 m^3
b) 78,4 cm^3
c) 784 mL
d) 7,84 L
e) 0,784 dm^3

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	fructosa	glucosa-P	sacarosa-P
n_{inicial}	0,0500	0,0500	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0{,}0500 - x$	$0{,}0500 - x$	x

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{sacarosa} - \text{P}]}{[\text{fructosa}]\,[\text{glucosa} - \text{P}]} = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)}{\frac{(0{,}0500 - x)}{V} \cdot \frac{(0{,}0500 - x)}{V}} = \frac{x}{(0{,}0500 - x)^2} \cdot V$$

Sabiendo que la conversión es del 3,0 %:

$$x = 0{,}0500\ \text{mol} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mol (convertido)}}{100\ \text{mol (inicial)}} = 0{,}00150\ \text{mol}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene el volumen final de la disolución:

$$0{,}0500 = \frac{0{,}00150}{(0{,}0500 - 0{,}00150)^2} \cdot V \qquad \rightarrow \qquad V = 0{,}0784\ \text{L} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 78{,}4\ \text{cm}^3$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.15. Cuando se disuelve en agua α-d-glucosa, sufre una conversión parcial a β-d-glucosa con propiedades físicas ligeramente diferentes. Esta conversión denominada mutarrotación se detiene cuando el 63,6 % de la glucosa está en forma α. ¿Cuál sería la *K* del equilibrio de mutarrotación?
a) $1{,}75\cdot10^{-3}$
b) 0,636
c) $6{,}36\cdot10^{-5}$
d) $6{,}36\cdot10^{13}$
e) 1,75

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de mutarrotación es:

$$\alpha\text{-d-glucosa} \leftrightarrows \beta\text{-d-glucosa}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	α-d-glucosa	β-d-glucosa
c_{inicial}	1	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—
c_{formado}	—	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$1-x$	x

Sabiendo que $x = 0{,}636$ y sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio se obtiene:

$$K_c = \frac{[\alpha\text{-d-glucosa}]}{[\beta\text{-d-glucosa}]} = \frac{0{,}636}{1-0{,}636} = 1{,}75$$

La respuesta correcta es la **e**.

6.16. Para la siguiente reacción:
$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ el valor de $K_c = 5{,}8\cdot10^{-3}$.
Si la concentración inicial de $N_2O_4(g) = 0{,}040$ M y la concentración inicial de $NO_2(g)$ es 0 M, ¿cuál es la concentración de equilibrio de $N_2O_4(g)$?
a) $1{,}7\cdot10^{-2}$ M
b) $3{,}3\cdot10^{-2}$ M
c) $9{,}4\cdot10^{-3}$ M
d) $1{,}2\cdot10^{-4}$ M
e) $2{,}3\cdot10^{-4}$ M

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	N_2O_4	NO_2
c_{inicial}	0,040	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—
c_{formado}	—	$2x$
$c_{\text{equilibrio}}$	$0{,}040 - x$	$2x$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c:

$$5{,}8\cdot10^{-3} = \frac{(2x)^2}{(0{,}040-x)} \qquad \rightarrow \qquad x = 6{,}9\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El valor de $[N_2O_4]$ en el equilibrio es:

$$[N_2O_4] = (0{,}040 - 6{,}9\cdot10^{-3})\ \text{M} = 3{,}3\cdot10^{-2}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En las cuestiones propuestas en Madrid 2010 y La Rioja 2013 las cantidades iniciales son diferentes).

6.17. Para la reacción:

$$SnO_2(s) + 2\ H_2(g) \leftrightarrows Sn(s) + 2\ H_2O(g)$$

a 750 °C la presión total del sistema es 32,0 mmHg, siendo la presión parcial del agua 23,7 mmHg. La constante de equilibrio para dicha reacción es:

a) $K_p = 7{,}30$

b) $K_p = 5{,}25$

c) $K_p = 3{,}80$

d) $K_p = 8{,}15$

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2005)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2O})^2}{(p_{H_2})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión del H_2 es:

$$p_{H_2} = 32{,}0\ \text{mmHg} - 23{,}7\ \text{mmHg} = 8{,}30\ \text{mmHg}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{\left(23{,}7\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\right)^2}{\left(8{,}30\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\right)^2} = 8{,}15$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.18. Si para el equilibrio:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$

Se supone que las concentraciones iniciales de todas las especies son 2,0 M, ¿cuáles de los siguientes grupos de valores no son posibles como concentración de equilibrio?

	SO_2	O_2	SO_3
a)	1,8	1,9	2,2
b)	2,2	2,1	1,8
c)	2,4	2,4	1,6
d)	1,4	1,7	2,6

(O.Q.L. Asturias 2005)

▪ Suponiendo que la reacción transcurre hacia la derecha, la tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	SO_2	O_2	SO_3
$c_{inicial}$	2,0	2,0	2,0
$c_{transformado}$	$2x$	x	—
$c_{formado}$	—	$2x$	x
$c_{equilibrio}$	$2 - 2x$	$2 - x$	$2 + 2x$

a) Posible. Si $x = 0{,}10$ M las concentraciones en el equilibrio son:

$$[SO_2] = 1{,}8\ \text{M} \qquad [O_2] = 1{,}9\ \text{M} \qquad [SO_3] = 2{,}2\ \text{M}$$

d) Posible. Si $x = 0{,}30$ M las concentraciones en el equilibrio son:

$$[SO_2] = 1{,}4\ \text{M} \qquad [O_2] = 1{,}7\ \text{M} \qquad [SO_3] = 2{,}6\ \text{M}$$

▪ Suponiendo que la reacción transcurre hacia la izquierda, la tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	SO_2	O_2	SO_3
$c_{inicial}$	2,0	2,0	2,0
$c_{transformado}$	—	—	$2x$
$c_{formado}$	$2x$	x	—
$c_{equilibrio}$	$2 + 2x$	$2 + x$	$2 - 2x$

b) Posible. Si $x = 0{,}10$ M las concentraciones en el equilibrio son:

$$[SO_2] = 2{,}2 \text{ M} \qquad [O_2] = 2{,}1 \text{ M} \qquad [SO_3] = 1{,}8 \text{ M}$$

c) **No posible**. En este caso no se cumple la estequiometría para ninguno los sentidos, ya que es imposible que partiendo de las mismas cantidades iniciales las cantidades en el equilibrio de SO_2 y O_2 sean iguales.

La respuesta correcta es la **c**.

6.19. Se introduce una cierta cantidad de $P_4O_{10}(s)$ en un recipiente a 400 K y se espera a que se alcance el equilibrio de la siguiente reacción:

$P_4O_{10}(s) \leftrightarrows P_4(g) + 5\ O_2(g)$

Si la presión total es de 1,86 atm, el valor de la K_p a dicha temperatura es:

a) $9{,}61 \cdot 10^{-2}$ atm^6

b) 11,16 atm^6

c) 2,78 atm^6

d) 0,36 atm^6

e) 41,41 atm^6

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2018)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{P_4})\ (p_{O_2})^5$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{l} p_{O_2} = 5\ p_{P_4} = 5\ p \\ p_t = p_{O_2} + p_{P_4} = 6\ p \end{array}\right\} \rightarrow \quad p = \frac{p_t}{6} = \frac{1{,}86 \text{ atm}}{6} = 0{,}310 \text{ atm}$$

El valor de constante K_p es:

$$K_p = 0{,}310 \cdot (5 \cdot 0{,}310)^5 = 2{,}77$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.20. Se introduce $NH_4HS(s)$ en un recipiente de 1 L a 25 °C y se alcanza el equilibrio de la siguiente reacción:

$NH_4HS(s) \leftrightarrows NH_3(g) + H_2S(g)$ $\qquad K_c = 1{,}6 \cdot 10^{-4}$.

La concentración molar de $NH_3(g)$ en el equilibrio es:

a) $1{,}3 \cdot 10^{-2}$ M

b) $3{,}2 \cdot 10^{-4}$ M

c) $1{,}3 \cdot 10^{2}$ M

d) $1{,}6 \cdot 10^{-4}$ M

(O.Q.L. Madrid 2006)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [NH_3]\ [H_2S]$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$[NH_3] = [H_2S]$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$K_c = [NH_3]^2$$

El valor de $[NH_3]$ en el equilibrio es:

$$[NH_3] = \sqrt{K_c} = \sqrt{1{,}6 \cdot 10^{-4}} = 1{,}3 \cdot 10^{-2}\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.21. En un recipiente de 2,0 L se introducen 0,60 mol de una sustancia gaseosa A. Una vez alcanzado el equilibrio quedan 0,20 mol de A. La constante de equilibrio K_c para la reacción:

$A(g) \leftrightarrows 2\ B(g) + C(g)$

a) 0,16
b) 0,32
c) 1,28
d) 0,64

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
$n_{inicial}$	0,60	—	—
$n_{transformado}$	x	—	—
$n_{formado}$	—	$2x$	x
$n_{equilibrio}$	$0{,}60 - x$	$2x$	x

En el equilibrio:

$$0{,}60 - x = 0{,}20 \qquad \text{se obtiene} \qquad x = 0{,}40\ mol$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[B]^2[C]}{[A]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0{,}40}{2}\right)^2 \cdot \left(\frac{0{,}40}{2}\right)}{\left(\frac{0{,}20}{2}\right)} = 0{,}32$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.22. La composición volumétrica de la mezcla gaseosa que se obtiene en el siguiente proceso:

$C(s) + S_2(g) \leftrightarrows CS_2(g)$ ($K_p = 5{,}600$) a 1.000 °C es:

a) 15,15 % de S_2 y 84,85 % de CS_2
b) 21,01 % de S_2 y 78,99 % de CS_2
c) 84,85 % de S_2 y 15,15 % de CS_2
d) 10,20 % de S_2 y 89,80 % de CS_2
e) 30,15 % de S_2 y 69,85 % de CS_2

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{CS_2})}{(p_{S_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{CS_2} = p\ y_{CS_2} \qquad p_{S_2} = p\ y_{S_2}$$

Por tratarse de una mezcla binaria:

$$y_{CS_2} + y_{S_2} = 1 \qquad \rightarrow \qquad y_{S_2} = 1 - y_{CS_2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{(p\, y_{CS_2})}{p\,(1 - y_{CS_2})} = \frac{y_{CS_2}}{1 - y_{CS_2}}$$

Los valores que se obtienen para las fracciones molares son:

$$5{,}600 = \frac{y_{CS_2}}{1 - y_{CS_2}} \qquad \rightarrow \qquad y_{CS_2} = 0{,}8485 \qquad \rightarrow \qquad 84{,}85\ \%\ CS_2$$

$$y_{S_2} = 1 - 0{,}8485 = 0{,}1515 \qquad \rightarrow \qquad 15{,}15\ \%\ S_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.23. En un matraz de 2,00 L se pone hidrogenocarbonato de sodio sólido, se hace el vacío y se calienta a 100 °C. A esta temperatura la presión del equilibrio:

$2\ NaHCO_3(s) \leftrightarrows Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$, es 0,962 atm.

La masa de $NaHCO_3(s)$ que se ha descompuesto será:

a) 0,231 g
b) 0,031 g
c) 2,67 g
d) 4,36 g
e) 5,28 g

(O.Q.N. Córdoba 2007)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{r} p_{CO_2} = p_{H_2O} = p \\ p_t = p_{CO_2} + p_{H_2O} = 2\,p \end{array}\right\} \qquad \rightarrow \qquad p = \frac{p_t}{2} = \frac{0{,}962\ \text{atm}}{2} = 0{,}481\ \text{atm}$$

Considerando comportamiento ideal la cantidad de CO_2 obtenido es:

$$n = \frac{0{,}481\ \text{atm} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\ (100 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0315\ \text{mol}\ CO_2$$

Relacionando CO_2 y $NaHCO_3$ se obtiene la masa de sólido que se descompone:

$$0{,}0315\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NaHCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{84{,}0\ \text{g}\ NaHCO_3}{1\ \text{mol}\ NaHCO_3} = 5{,}28\ \text{g}\ NaHCO_3$$

La respuesta correcta es la **e**.

6.24. En un matraz se realiza el vacío y se llena con metano a 0 °C y 1,00 atm, al calentar a 1.000 °C la presión se eleva rápidamente a 4,66 atm pero se incrementa después hasta llegar a 6,34 atm debido a la disociación:

$CH_4(g) \leftrightarrows C(s) + 2\ H_2(g)$

¿Cuál es el valor de K_p para el equilibrio anterior?

a) 1,68
b) 2,36
c) 3,79
d) 0,036
e) $2{,}2 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2})^2}{(p_{CH_4})}$$

La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	CH_4	H_2
$p_{inicial}$	4,66	—
$p_{transformado}$	p	—
$p_{formado}$	—	$2p$
$p_{equilibrio}$	$4{,}66 - p$	$2p$

El valor de p es:

$$p = (6{,}34 - 4{,}66)\ \text{atm} = 1{,}68\ \text{atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{CH_4} = 4{,}66 - p = (4{,}66 - 1{,}68)\ \text{atm} = 2{,}98\ \text{atm}$$

$$p_{H_2} = 2p = 2 \cdot (1{,}68\ \text{atm}) = 3{,}36\ \text{atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{3{,}36^2}{2{,}98} = 3{,}79$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.25. En el sistema en equilibrio:
$AB(s) \leftrightarrows A(g) + B(g)$
Si se dobla la concentración de A, la concentración de B en el equilibrio es siempre:
a) ¼ de su valor original.
b) ⅓ de su valor original.
c) ½ de su valor original.
d) Un valor distinto de los anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2007)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = [A]\,[B]$$

Si el nuevo valor de [A] es:

$$[A] = 2\,[A_0]$$

para que se mantenga constante el valor de K_c es preciso que:

$$[B] = \frac{[B_0]}{2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.26. ¿Qué se verifica para la reacción:
$Br_2(g) \leftrightarrows 2\,Br(g)$
con $K_c = 4{,}00 \cdot 10^{-18}$ a 250 °C y $K_c = 3{,}00 \cdot 10^{-3}$ a 1.500 °C, si se empieza con 1,00 mol de Br_2 en un recipiente de 1,00 L?
a) Si se alcanza el equilibrio a 250 °C habrá cantidades iguales de Br_2 y Br.
b) Si se alcanza el equilibrio a 250 °C habrá fundamentalmente átomos de Br.
c) Si se alcanza el equilibrio a 1.500 °C habrá casi exclusivamente Br_2.
d) Si se alcanza el equilibrio a 1.500 °C habrá cantidades apreciables de Br_2 y Br.

(O.Q.L. Asturias 2007)

a-b) Falso. Como la constante de equilibrio a 250 °C es muy pequeña quiere decir que en el equilibrio existirá gran cantidad de Br_2 y muy poco de Br.

c) **Verdadero**. Resolviendo el equilibrio planteado a 1.500 °C cuando se introduce 1,00 mol de Br_2 en un recipiente de 1,00 L:

	Br_2	Br
$n_{inicial}$	1,00	—
$n_{transformado}$	x	—
$n_{formado}$	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	$1{,}00 - x$	$2x$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c y teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L:

$$3{,}00 \cdot 10^{-3} = \frac{(2x)^2}{1{,}00 - x}$$

Las concentraciones que se obtienen son:

$$x = 0{,}0270 \text{ mol Br} \quad \rightarrow \quad (1{,}00 - x) = 0{,}973 \text{ mol } Br_2$$

Lo cual quiere decir que en el equilibrio a 1.500 °C casi todo es Br_2.

d) Falso. Como se ha visto en el apartado anterior, la cantidad de Br es mucho menor que la de Br_2.

La respuesta correcta es la **c**.

6.27. La siguiente reacción se utiliza en algunos dispositivos para la obtención de O_2:

$$4\,KO_2(s) + 2\,CO_2(g) \leftrightarrows 2\,K_2CO_3(s) + 3\,O_2(g) \qquad K_p = 28{,}5 \text{ a } 25\,^\circ C$$

Se añade una cierta cantidad de $CO_2(g)$ y $KO_2(s)$ a un matraz en el que se ha hecho previamente el vacío y se deja que se establezca el equilibrio. Si la presión parcial del CO_2 en el equilibrio es 0,050 atm, la presión parcial del O_2 es:

a) 0,74 atm
b) 0,41 atm
c) 0,37 atm
d) 1,2 atm

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Asturias 2011)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{O_2})^3}{(p_{CO_2})^2}$$

El valor de p_{O_2} es:

$$28{,}5 = \frac{(p_{O_2})^3}{0{,}050^2} \quad \rightarrow \quad p_{O_2} = 0{,}41 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.28. En un recipiente de 5,00 L se introducen 0,284 mol de $N_2O_4(g)$ a 50 °C, el cual se descompone en NO_2. Al llegar al equilibrio la presión es de 2,00 atm. Calcule el grado de disociación a esa temperatura.

a) 0,329
b) 0,567
c) 0,123
d) 0,673

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	N_2O_4	NO_2
$n_{inicial}$	0,284	—
$n_{transformado}$	x	—
$n_{formado}$	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	$0{,}284 - x$	$2x$
n_{total}	$(0{,}284 - x) + 2x = (0{,}284 + x)$	

Considerando comportamiento ideal, el número total de moles en el equilibrio es:

$$(0{,}284 + x) = \frac{2{,}00 \text{ atm} \cdot 5{,}00 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})\ (50 + 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}0930 \text{ mol}$$

El grado de disociación del N_2O_4 es:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{0{,}0930 \text{ mol}}{0{,}284 \text{ mol}} = 0{,}329$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.29. En recipiente de 5,0 L a 690 K, se mezclan 0,500 mol de CO_2, 0,500 mol de H_2 y 0,300 mol de CO, y se establece el siguiente equilibrio a dicha temperatura, según la reacción:

$$CO_2(g) + H_2(g) \leftrightarrows CO(g) + H_2O(g)$$

La mezcla en equilibrio contiene 0,114 mol de $H_2O(g)$. Calcule la concentración de equilibrio de $CO_2(g)$.

a) 2,00
b) 0,023
c) 0,090
d) 0,077
e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Málaga 2020)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
$n_{inicial}$	0,500	0,500	0,300	—
$n_{transformado}$	x	x	—	—
$n_{formado}$	—	—	x	x
$n_{equilibrio}$	$0{,}500 - x$	$0{,}500 - x$	$0{,}300 + x$	x

Siendo el número de moles de H_2O en el equilibrio, $x = 0{,}114$ mol.

El valor de $[CO_2]$ en el equilibrio es:

$$[CO_2] = \frac{(0{,}500 - 0{,}114) \text{ mol}}{5{,}0 \text{ L}} = 0{,}077 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.30. En un recipiente cerrado a 1.000 K el $SO_3(g)$ se descompone según la reacción:

$$2\ SO_3(g) \leftrightarrows 2\ SO_2(g) + O_2(g)$$

Inicialmente se carga el recipiente con $[SO_3] = 6{,}090 \cdot 10^{-3}$ M. En el equilibrio, $[SO_3] = 2{,}440 \cdot 10^{-3}$ M. Los valores de K_c y K_p obtenidos son, respectivamente:

a) $4{,}084 \cdot 10^{-6}$ y 3,3490
b) $4{,}084 \cdot 10^{-3}$ y 0,3349
c) $40{,}84 \cdot 10^{-3}$ y 0,0335
d) $4{,}084 \cdot 10^{-9}$ y 0,4263
e) $4{,}084 \cdot 10^{-3}$ y 0,4263

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	SO_3	SO_2	O_2
$c_{inicial}$	$6{,}090\cdot10^{-3}$	—	—
$c_{transformado}$	$2x$	—	—
$c_{formado}$	—	$2x$	x
$c_{equilibrio}$	$6{,}090\cdot10^{-3} - 2x$	$2x$	x

El valor de x se obtiene mediante la concentración de SO_3 en el equilibrio:

$$(6{,}090\cdot10^{-3} - 2x)\ \text{M} = 2{,}440\cdot10^{-3}\ \text{M} \quad \rightarrow \quad x = 1{,}825\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_2]^2\,[O_2]}{[SO_3]^2}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(2\cdot1{,}825\cdot10^{-3})^2\cdot(1{,}825\cdot10^{-3})}{(2{,}440\cdot10^{-3})^2} = 4{,}084\cdot10^{-3}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas $= (2 + 1) - 2 = 1$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 4{,}084\cdot10^{-3}\cdot(0{,}082\cdot1.000) = 0{,}3349$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.31. La sustancia gaseosa A se descompone en otras dos sustancias gaseosas B y C según el equilibrio:

$A(g) \leftrightarrows B(g) + C(g)$ $\qquad K_c = 0{,}25\ \text{mol L}^{-1}$

Se mezclan B y C en un matraz de 10 L de capacidad y se deja que reaccionen hasta que se alcance el equilibrio, y en esas condiciones, la mezcla gaseosa contiene igual número de moles de A, B y C. ¿Cuántos moles hay en el matraz?

a) 0,75
b) 2,00
c) 2,50
d) 7,50

(O.Q.L. Asturias 2011)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[B]\,[C]}{[A]}$$

Llamando x a los moles de A, B y C en el equilibrio y sustituyendo:

$$0{,}25 = \frac{\left(\frac{x}{10}\right)^2}{\left(\frac{x}{10}\right)} \quad \rightarrow \quad x = 2{,}5\ \text{mol}$$

El número total de moles en el equilibrio es, $3x = 7{,}5$ mol.

La respuesta correcta es la **d**.

6.32. Sea el equilibrio:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ H_2O(g) + 2\ Cl_2(g)$$

Si en un recipiente de 1 L se parte de 1 mol de HCl(g) y 4 mol de O_2(g), ¿cuál sería la fracción molar de Cl_2 en el equilibrio?

a) $\dfrac{x}{\frac{5}{2} - \frac{x}{2}}$ **b)** $\dfrac{x}{5 + 2x}$ **c)** $\dfrac{x}{\frac{5}{2} + 2x}$ **d)** $\dfrac{2x}{5 - x}$

(O.Q.L. Asturias 2012)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCl	O_2	H_2O	Cl_2
$n_{inicial}$	1	4	—	—
$n_{transformado}$	$4x$	x	—	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$	$2x$
$n_{equilibrio}$	$1 - 4x$	$4 - x$	$2x$	$2x$
n_{total}	$(1 - 4x) + (4 - x) + 2x + 2x = (5 - x)$			

La fracción molar del Cl_2 es:

$$y_{Cl_2} = \frac{2x}{5 - x} = \frac{x}{5/2 - x/2}$$

Las respuestas correctas son **a** y **d**.

6.33. A 573 K y presión total de 6,00 atm, el amoniaco se disocia en un 60,0 %. Por tanto, se puede afirmar:

a) $K_c = K_p$

b) $K_p = 0{,}4\ atm^2$

c) $K_p = 19{,}2\ atm^2$

d) El grado de disociación del amoniaco es α = 60.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El equilibrio correspondiente a la disociación del amoniaco es:

$$2\ NH_3(g) \leftrightarrows N_2(g) + 3\ H_2(g)$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación, α, y de la cantidad inicial, n, es:

	NH_3	N_2	H_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	$½\ n\alpha$	$3/2\ n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n - n\alpha$	$½\ n\alpha$	$3/2\ n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + ½\ n\alpha + 3/2\ n\alpha = n\ (1 + \alpha)$		

Aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), se obtiene los valores:

$$p_{NH_3} = p\ \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = 6{,}00\ atm \cdot \frac{(1 - 0{,}600)}{(1 + 0{,}600)} = 1{,}50\ atm$$

$$p_{N_2} = p\ \frac{n\alpha}{2n(1 + \alpha)} = 6{,}00\ atm \cdot \frac{0{,}600}{2\ (1 + 0{,}600)} = 1{,}13\ atm$$

$$p_{H_2} = p\ \frac{3n\alpha}{2n(1 + \alpha)} = 6{,}00\ atm \cdot \frac{3 \cdot 0{,}600}{2\ (1 + 0{,}600)} = 3{,}37\ atm$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{N_2})\ (p_{H_2})^3}{(p_{NH_3})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{1{,}13 \cdot 3{,}37^3}{1{,}50^2} = 19{,}2$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.34. Considere la reacción a volumen constante:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$$

Para una concentración inicial de dióxido de azufre y de oxígeno de 2,0 y 1,5 M, respectivamente, la concentración en el equilibrio de oxígeno es 0,80 M. ¿Cuál es el valor de la constante K_c para esta reacción?

a) 6,8
b) 2,9
c) 0,34
d) 0,15

(O.Q.L. Galicia 2012)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	SO_2	O_2	SO_3
$c_{inicial}$	2,0	1,5	—
$c_{transformado}$	$2x$	x	—
$c_{formado}$	—	—	$2x$
$c_{equilibrio}$	$2{,}0 - 2x$	$1{,}5 - x$	$2x$

A partir del valor de $[O_2]$ en el equilibrio:

$$(1{,}5 - x)\ \text{M} = 0{,}80\ \text{M} \qquad \text{se obtiene} \qquad x = 0{,}70\ \text{M}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0{,}70)^2}{0{,}60^2 \cdot 0{,}80} = 6{,}8$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.35. A determinada temperatura, el $NH_4Cl(s)$ se descompone según el siguiente equilibrio:

$$NH_4Cl(s) \leftrightarrows NH_3(g) + HCl(g) \qquad K_p = 1{,}04 \cdot 10^{-2}$$

Si se introduce $NH_4Cl(s)$ en recipiente de paredes rígidas, inicialmente vacío, y se cierra. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el recipiente será:

a) $1{,}04 \cdot 10^{-2}$ atm
b) 0,102 atm
c) 0,204 atm
d) 1,02 atm
e) No es posible realizar el cálculo sin conocer el volumen del recipiente y la temperatura de equilibrio.

(O.Q.N. Alicante 2013)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{NH_3})\,(p_{HCl})$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$p_{NH_3} = p_{HCl} = p$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = p^2$$

El valor de la presión parcial es:

$$1{,}04\cdot10^{-2} = p^2 \qquad \rightarrow \qquad p = 0{,}102 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{NH_3} + p_{HCl} = 2 \cdot (0{,}102 \text{ atm}) = 0{,}204 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.36. Un gas A dimeriza parcialmente de acuerdo con la siguiente reacción 2 A(g) ⇆ A_2(g). En un matraz de 2,00 L, en el que se ha hecho inicialmente el vacío, se introducen 0,500 mol de A a 1.000 K. Al alcanzar la reacción anterior el equilibrio, la presión es de 12,0 atm. Calcule las cantidades de A y A_2 presentes en la mezcla en equilibrio.
a) 0,050 mol de A y 0,450 mol de A_2.
b) 0,085 mol de A y 0,208 mol de A_2.
c) 0,250 mol de A y 0,250 mol de A_2.
d) 0,666 mol de A y 0,333 mol de A_2.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	2 A	A_2
n_{inicial}	0,500	—
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	—
n_{formado}	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0{,}500 - 2x$	x
n_{total}	$(0{,}500 - 2x) + x = (0{,}500 - x)$	

Considerando que los gases se comportan de forma ideal:

$$(0{,}500 - x) = \frac{12{,}0 \text{ atm} \cdot 2{,}00 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 1.000 \text{ K}} \qquad \rightarrow \qquad x = 0{,}208 \text{ mol}$$

El número de moles de cada especie es:

$$0{,}208 \text{ mol } A_2 \qquad \rightarrow \qquad (0{,}500 - 2 \cdot 0{,}208) \text{ mol A} = 0{,}085 \text{ mol A}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.37. Para la reacción en fase gaseosa:
$SO_2(g) + ½\ O_2(g)$ ⇆ $SO_3(g)$ $\qquad K_c = 27{,}0$
La concentración de O_2 que hace que, en equilibrio, haya cantidades equimoleculares de SO_2 y SO_3 es:
a) $1{,}37\cdot10^{-3}$ M
b) $3{,}70\cdot10^{-2}$ M
c) 5,20 M
d) Esta situación es incompatible con el estado de equilibrio.

(O.Q.L. Asturias 2014)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_3]}{[SO_2]\,[O_2]^{½}}$$

Para que se cumpla que $[SO_3] = [SO_2]$ el valor de $[O_2]$ debe ser:

$$27{,}0 = \frac{1}{[O_2]^{½}} \qquad \rightarrow \qquad [O_2] = 1{,}37\cdot10^{-3} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.38. Sea el equilibrio a 1.000 °C:

$$C(s) + S_2(g) \leftrightarrows CS_2(g)$$

Se introduce en un recipiente rígido y hermético de 1,0 L de capacidad 1,0 mol de C(s) y 0,25 mol de $S_8(s)$ a temperatura ambiente y se calienta hasta los 1.000 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad de C(s) que ha reaccionado es de 0,85 mol. La constante de equilibrio vale:

a) 0,15
b) 5,7
c) 6,7
d) 37,8

(O.Q.L. Asturias 2014)

El número de moles de $S_2(g)$ que se producen a partir del $S_8(s)$ es:

$$0{,}25 \text{ mol } S_8 \cdot \frac{4 \text{ mol } S_2}{1 \text{ mol } S_8} = 1 \text{ mol } S_2$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	C	S_2	CS_2
n_{inicial}	1,0	1,0	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$1{,}0 - x$	$1{,}0 - x$	x

Siendo $x = 0{,}85$ mol transformado.

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[CS_2]}{[S_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante teniendo en cuenta que volumen es 1,0 L:

$$K_c = \frac{0{,}85}{1{,}0 - 0{,}85} = 5{,}7$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.39. Se introduce una cierta cantidad de $P_4H_{10}(s)$ en un matraz en el que se ha hecho previamente vacío, a 400 K, cuando se alcanza el equilibrio correspondiente a la siguiente reacción:

$$P_4(g) + 5\ H_2(g) \leftrightarrows P_4H_{10}(s)$$

Si la presión total es de 1,86 atm, el valor de K_p a dicha temperatura es:

a) 0,31
b) 0,36
c) 0,54
d) 0,76
e) 2,78

(O.Q.L. Madrid 2014)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{1}{(p_{P_4})\,(p_{H_2})^5}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{l} p_{H_2} = 5\,p_{P_4} = 5\,p \\ p_t = p_{H_2} + p_{P_4} = 6\,p \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad p = \frac{p_t}{6} = \frac{1{,}86 \text{ atm}}{6} = 0{,}310 \text{ atm}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{1}{(0{,}310)\cdot(5\cdot 0{,}310)^6} = 0{,}361$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Vigo 2006 cambiando el equilibrio).

6.40. A una temperatura de 200 °C y una presión de 1,00 atm, el pentacloruro de fósforo (g) se disocia en un 48,5 % en tricloruro de fósforo (g) y dicloro (g). Calcule el grado de disociación a la misma temperatura si la presión total es de 10,0 atm.
a) 0,485
b) 0,234
c) 0,171
d) 0,620
e) No se puede calcular porque faltan datos

(O.Q.L. Madrid 2014)

El equilibrio correspondiente a la disociación del PCl_5 es:

$$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n-n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n-n\alpha)+n\alpha+n\alpha = n(1+\alpha)$		

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{PCl_3})\,(p_{Cl_2})}{(p_{PCl_5})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) la expresión de K_p queda como:

$$K_p = \frac{(p\,y_{PCl_3})\,(p\,y_{Cl_2})}{(p\,y_{PCl_5})} = p\,\frac{\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}\cdot\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = p\,\frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 1{,}00\cdot\frac{0{,}485^2}{1-0{,}485^2} = 0{,}308$$

El valor del grado de disociación cuando la presión es de 10 atm es:

$$0{,}308 = 10{,}0\cdot\frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \quad \rightarrow \quad \alpha = 0{,}173$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.41. En un recipiente cerrado, a la temperatura de 65 °C el carbonato de amonio se descompone según: $(NH_4)_2CO_3(s) \leftrightarrows 2\,NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(l)$
La presión de equilibrio es 0,9 atm. Se puede decir que la presión parcial del dióxido de carbono es:
a) 0,23 atm
b) 0,3 atm
c) 0,6 atm
d) 0,9 atm

(O.Q.L. Asturias 2015) (O.Q.L. Valencia 2018)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{r} p_{NH_3} = 2\,p_{CO_2} = 2p \\ p_t = p_{NH_3} + p_{CO_2} = 3p \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad p_{CO_2} = \frac{p_t}{3} = \frac{0{,}9\text{ atm}}{3} = 0{,}3\text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.42. Considere la reacción:

$4\,KO_2(s) + 2\,CO_2(g) \leftrightarrows 2\,K_2CO_3(s) + 3\,O_2(g)$ $\quad K_c\,(25\,°C) = 0{,}0115.$

Si en un recipiente de 1,00 L se añaden 10,0 g de dióxido de potasio, 30,0 g de carbonato de potasio y 1,00 mol de oxígeno, ¿cuál será la concentración de dióxido de carbono en el equilibrio?

a) 1 M
b) 0 M
c) 0,25 M
d) 0,28 M
e) 0,56 M

(O.Q.L. Madrid 2015)

Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[O_2]^3}{[CO_2]^2}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	O_2
$c_{inicial}$	—	1,00
$c_{transformado}$	—	$3x$
$c_{formado}$	$2x$	—
$c_{equilibrio}$	$2x$	$1{,}00 - 3x$

Sustituyendo en la expresión de K_c teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L:

$$0{,}0115 = \frac{(1{,}00 - 3x)^3}{(2x)^2} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}282\text{ M}$$

El valor de $[CO_2]$ en el equilibrio es:

$$[CO_2] = 2 \cdot (0{,}282\text{ M}) = 0{,}564\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **e**.

6.43. Dada la reacción:

$O_2(g) + 2\,F_2(g) \leftrightarrows 2\,OF_2(g)$ $\quad K_p = 41{,}0$

Si en el equilibrio, $p_{O_2} = 0{,}116$ bar y $p_{F_2} = 0{,}0461$ bar, ¿cuál es la presión parcial del $OF_2(g)$?

a) 0,090 bar
b) 0,666 bar
c) 0,940 bar
d) 0,100 bar

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{OF_2})^2}{(p_{O_2})\,(p_{F_2})^2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene el valor de la presión del OF_2 en el equilibrio

$$41{,}0 = \frac{(p_{OF_2})^2}{0{,}116 \cdot (0{,}461)^2} \quad \rightarrow \quad p_{OF_2} = 0{,}100\text{ bar}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.44. El óxido de calcio, muy utilizado en la construcción, puede obtenerse por descomposición térmica del carbonato de calcio:

$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$ $K_p\ (1.099\ K) = 1{,}00$

Se introducen en un recipiente de 1,00 L, en el que se ha hecho el vacío, 2,00 g de $CaCO_3$ a 1.099 K. ¿Qué masa de $CaCO_3$ quedará una vez se alcance el equilibrio?

a) 0,00 g
b) 0,009 g
c) 0,89 g
d) 0,011 g

(O.Q.L. Valencia 2016)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y como hay un único componente gaseoso la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

La presión del CO_2 proporciona el número de moles formados de esta sustancia y, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, también el número de moles transformados de $CaCO_3$. Considerando comportamiento ideal:

$$x = \frac{1{,}00\ \text{atm} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 1.099\ \text{K}} = 1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CO_2$$

La masa de $CaCO_3$ una vez alcanzado el equilibrio es:

$$2{,}00\ \text{g}\ CaCO_3 - \left(1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\right) = 0{,}889\ \text{g}\ CaCO_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.45. En un recipiente cerrado de 1,00 L se introducen 2,00 g de HgO(s), se cierra el recipiente y se calienta a 420 °C, temperatura a la que se descompone en mercurio gas y dioxígeno. La constante de equilibrio a esa temperatura para:

$2\ HgO(s) \rightleftarrows 2\ Hg(g) + O_2(g)$ vale $K_c = 1{,}1 \cdot 10^{-7}$.

A la vista de estos datos se puede decir:

a) No se establece el equilibrio.
b) Se establece un equilibrio donde, $[Hg] = 9{,}2 \cdot 10^{-3}$ M.
c) Se establece un equilibrio donde, $[Hg] = 6{,}0 \cdot 10^{-3}$ M.
d) Al ser gases, la presión total valdrá: $p_{total} = 2\ p_{Hg} + p_{O_2}$.

(O.Q.L. Asturias 2016)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = [Hg]^2\ [O_2]$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción se cumple que:

$$[Hg] = 2\ [O_2] = 2x$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio se obtiene:

$$K_c = (2\ x)^2 \cdot x = 4\ x^3$$

El valor de la concentración de equilibrio es:

$$1{,}1 \cdot 10^{-7} = 4\ x^3 \quad \rightarrow \quad x = 3{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}$$

De donde se obtiene que:

$$[Hg] = 2 \cdot (3{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}) = 6{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.46. En un recipiente de 1,000 L de capacidad, una mezcla gaseosa de hidrógeno, yodo y yoduro de hidrógeno en equilibrio contiene 0,0031, 0,0031 y 0,0239 mol L^{-1}, respectivamente. Si se introducen en el mismo recipiente, 0,200 mol de yoduro de hidrógeno, las concentraciones en el equilibrio serán:

	[HI] (M)	[H_2] (M)	[I_2] (M)
a)	**0,2239**	**0,0031**	**0,0031**
b)	**0,1827**	**0,0236**	**0,0236**
c)	**0,2013**	**0,0731**	**0,1031**
d)	**0,5636**	**0,0731**	**0,0731**

(O.Q.L. Asturias 2016)

Suponiendo que se trata del equilibrio:

$$2\,HI(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)$$

La expresión y el valor de la constante de equilibrio son:

$$K_c = \frac{[H_2]\,[I_2]}{[HI]^2} = \frac{0{,}0031 \cdot 0{,}0031}{0{,}0239^2} = 0{,}0168$$

Si a la mezcla anterior se añaden 0,200 mol de HI el equilibrio se desplaza hacia la derecha y la tabla de concentraciones correspondiente al nuevo equilibrio es:

	HI	H_2	I_2
$c_{inicial}$	$0{,}0239 + 0{,}200$	$0{,}0031$	$0{,}0031$
$c_{transformado}$	$2x$	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$0{,}2239 - 2x$	$0{,}0031 + x$	$0{,}0031 + x$

Sustituyendo en la expresión de la constante:

$$0{,}01682 = \frac{(0{,}0031 + x)^2}{(0{,}2239 - 2x)^2} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}0206\ M$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = [I_2] = (0{,}0031 + 0{,}0206)\ M = 0{,}0236\ M$$

$$[HI] = [0{,}2239 - 2 \cdot (0{,}0206)]\ M = 0{,}1827\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.47. Se introducen 4 mol de A y 8 mol de B en un recipiente vacío de 2 L de capacidad. Cuando se alcanza el equilibrio:

$A(g) + 3\,B(g) \leftrightarrows 2\,C(g)$

hay 4 mol de C. ¿Cuál es el valor de K_c para dicho equilibrio a la temperatura de trabajo?

a) 1
b) 4
c) 0,25
d) 2

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
$n_{inicial}$	4	8	—
$n_{transformado}$	x	$3x$	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	$4 - x$	$8 - 3x$	$2x$

En el equilibrio:

$2x\ mol = 4\ mol$ se obtiene $x = 2\ mol$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]^3}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{4}{2}\right)^2}{\left(\frac{4-2}{2}\right)\cdot\left(\frac{8-(3\cdot 2)}{2}\right)^3} = 4$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.48. Dada la reacción reversible:

$$A_2(g) + B_2(g) \leftrightarrows 2\,AB(g)$$

En una mezcla que inicialmente contiene 1 mol de A_2 y 2 mol de B_2, cuando se alcance el equilibrio se habrá producido:

a) 2 mol de AB

b) 1 mol de AB

c) Menos de 2 mol de AB

d) Depende del volumen del recipiente.

(O.Q.L. Jaén 2016)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A_2	B_2	AB
$n_{inicial}$	1	2	—
$n_{transformado}$	x	x	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	$1-x$	$2-x$	$2x$

De acuerdo con esta tabla y teniendo en cuenta que el volumen del recipiente no influye en el equilibrio, el valor de x en el equilibrio siempre será menor que 1, por tanto, la cantidad de AB que se forma será menor de 2 mol.

La respuesta correcta es la **c**.

6.49. El pentacloruro de antimonio gaseoso se disocia en un 29,2 % a 182 °C y 1 bar, en tricloruro de antimonio gaseoso y cloro gaseoso. ¿Cuál es la K_c a dicha temperatura?

a) $1{,}20\cdot10^{-3}$

b) $2{,}50\cdot10^{-3}$

c) $5{,}00\cdot10^{-3}$

d) $7{,}50\cdot10^{-3}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción de disociación del pentacloruro de antimonio es:

$$SbCl_5(g) \leftrightarrows SbCl_3(g) + Cl_2(g)$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	$SbCl_5$	$SbCl_3$	Cl_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n-n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n-n\alpha)+n\alpha+n\alpha = n(1+\alpha)$		

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{SbCl_3})\,(p_{Cl_2})}{(p_{SbCl_5})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) la expresión anterior queda como:

$$K_p = \frac{(p\,y_{SbCl_3})\,(p\,y_{Cl_2})}{(p\,y_{SbCl_5})} = p\,\frac{\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}\cdot\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = p\,\frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 1{,}0\cdot\frac{(0{,}292)^2}{1-(0{,}292)^2} = 9{,}32\cdot10^{-2}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, Δν = Σ coef. esteq. productos gaseosos – Σ coef. esteq. reactivos gaseosos = 2 – 1 = 1

Se obtiene, $K_c = K_p\,(RT)^{-1}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = (9{,}32\cdot10^{-2})\cdot[0{,}082\cdot(182+273{,}15)]^{-1} = 2{,}50\cdot10^{-3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.50. A 250 °C el pentacloruro de fósforo se descompone según el equilibrio:
$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$
Teniendo en cuenta que K_c (250 °C) = 0,0440; indique cuál será la concentración de cada una de las especies en equilibrio cuando este se alcanza tras introducir 20,85 g de pentacloruro de fósforo en un recipiente cerrado de 1,00 L y calentarlo a esa temperatura.
a) $[PCl_5] = 0{,}0337$ M; $[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0663$ M
b) $[PCl_5] = 0{,}0954$ M; $[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0135$ M
c) $[PCl_5] = 0{,}0663$ M; $[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0337$ M
d) $[PCl_5] = 0{,}0521$ M; $[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0479$ M

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La concentración molar de PCl_5 que se introduce inicialmente en el reactor es:

$$\frac{20{,}85\text{ g }PCl_5}{1{,}00\text{ L}}\cdot\frac{1\text{ mol }PCl_5}{208{,}5\text{ g }PCl_5} = 0{,}100\text{ M}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
$c_{inicial}$	0,100	—	—
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	0,100 – x	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[PCl_3]\,[Cl_2]}{[PCl_5]}$$

La concentración de sustancia transformada es:

$$0{,}010 = \frac{x^2}{0{,}100-x} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}0479\text{ M}$$

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0479\ M \qquad [PCl_5] = (0{,}100 - 0{,}0479)\ M = 0{,}0521\ M$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.51. A 400 °C el hidrogenocarbonato de sodio se descompone parcialmente según el equilibrio:

$$2\ NaHCO_3(s) \leftrightarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

Si tras introducir una cierta cantidad de hidrogenocarbonato de sodio en un recipiente cerrado y calentar a 400 °C, al alcanzarse el equilibrio la presión total es de 0,962 atm, ¿cuál será el valor de K_p a esa temperatura?

a) 0,231 atm
b) 0,481 atm
c) 0,481 atm^2
d) 0,231 atm^2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = (p_{H_2O})\,(p_{CO_2})$$

Según la estequiometría de la reacción, las cantidades y las presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left.\begin{array}{l} p_{total} = p_{CO_2} + p_{H_2O} \\ p_{CO_2} = p_{H_2O} \end{array}\right\} \rightarrow \quad p_{H_2O} = \frac{p_{total}}{2} = \frac{0{,}962\ atm}{2} = 0{,}481\ atm$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = (0{,}481)^2 = 0{,}231\ atm^2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Valencia 1998 y Castilla y León 2013 se pregunta como problema).

6.52. Considere el siguiente equilibrio en fase gaseosa con constante de equilibrio K_c:

$$2\ BrCl(g) \leftrightarrows Br_2(g) + Cl_2(g)$$

Se colocan n mol de BrCl en un recipiente de volumen V. Al cabo de cierto tiempo se alcanzará el equilibrio. ¿De qué valores dependerá el grado de disociación del BrCl una alcanzado el equilibrio?

a) n, V y K_c
b) n y V
c) n y K_c
d) K_c

(O.Q.L. Madrid 2017)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	BrCl	Br_2	Cl_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	½ $n\alpha$	½ $n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[Br_2]\,[Cl_2]}{[BrCl]^2}$$

Sustituyendo los valores de la tabla y teniendo en cuenta que V no influye en este tipo de equilibrios, la expresión anterior queda como:

$$K_c = \frac{(½\, n\alpha)\cdot(½\, n\alpha)}{(n-n\alpha)^2} = \frac{\alpha^2}{4\,(1-\alpha^2)}$$

Como se puede observar, el grado de disociación solo depende de K_c.

La respuesta correcta es la **d**.

6.53. En un recipiente se introducen 1,0 mol de A y 2,0 mol de B. Reaccionan hasta alcanzar el equilibrio según la ecuación, A + 2 B ⇆ 2 C. Si en el equilibrio los moles de C son 0,50; ¿cuáles serán los moles de las tres sustancias presentes en el equilibrio?

	A (mol)	B (mol)	C (mol)
a)	0,50	0,75	0,50
b)	0,25	0,50	0,50
c)	0,75	1,5	0,50
d)	0,25	0,75	0,50

(O.Q.L. Valencia 2017)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
$n_{inicial}$	1,0	2,0	—
$n_{transformado}$	x	$2\,x$	—
$n_{formado}$	—	—	$2\,x$
$n_{equilibrio}$	$1,0 - x$	$2,0 - x$	$2\,x$

La cantidad de sustancia formada es, $2\,x = 0,50$ mol C, permite calcular las cantidades de reactivos en el equilibrio:

$(1,0 - 0,25)$ mol = 0,75 mol A $\qquad$ $(2,0 - 0,50)$ mol = 1,5 mol B

La respuesta correcta es la **c**.

6.54. La relación entre grado de disociación, α, y la constante K_p en la reacción: $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\,NO_2(g)$ viene dado por la expresión:

a) $\alpha = \dfrac{K_p/p}{4 + K_p/p}$ $\qquad$ b) $\alpha = \dfrac{K_p}{4 + K_p}$ $\qquad$ c) $\alpha = \sqrt{\dfrac{K_p/p}{4 + K_p/p}}$ $\qquad$ d) $\alpha = \sqrt{\dfrac{K_p}{4 + K_p}}$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones es:

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})}$$

La tabla de moles en el equilibrio en función del grado de disociación es:

	N_2O_4	NO_2
$n_{inicial}$	n	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—
$n_{formado}$	—	$2n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n - n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$n_t = n - n\alpha + 2n\alpha = n\,(1+\alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) la expresión de K_p queda como:

$$K_p = \frac{(p\, y_{NO_2})^2}{(p\, y_{N_2O_4})} = p\,\frac{\left(\dfrac{2n\alpha}{n(1+\alpha)}\right)^2}{\dfrac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = p\,\frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

de donde se obtiene que:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4p + K_p}}$$

y dividiendo numerador y denominador por p se obtiene:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p/p}{4 + K_p/p}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.55. A 720 °C se tiene el siguiente equilibrio:

$SO_3(g) \leftrightarrows SO_2(g) + ½\ O_2(g)$

A una presión de 0,25 atm se encuentra disociado en un 69 %, estableciéndose un equilibrio entre los gases presentes. ¿Cuál es la presión parcial del oxígeno en el equilibrio?

a) $5{,}76\cdot10^{-2}$ atm

b) 0,13 atm

c) 0,26 atm

d) $6{,}24\cdot10^{-2}$ atm

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La tabla de moles del equilibrio en función de la cantidad inicial de SO_3 y del grado de disociación es:

	SO_3	SO_2	O_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	$n\alpha$	$½n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$½n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + ½n\alpha = n(1 + ½\alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p\ y_i$$

El valor de la presión parcial del O_2 en el equilibrio es:

$$p_{O_2} = p\frac{n\alpha}{2n(1 + ½\alpha)} = 0{,}25\ \text{atm} \cdot \frac{0{,}69}{2 \cdot [1 + (0{,}5 \cdot 0{,}69)]} = 6{,}4\cdot10^{-2}\ \text{atm}$$

Ninguna respuesta es correcta.

6.56. El sulfuro de hidrógeno se descompone a 1.400 K de acuerdo con la siguiente ecuación:

$2\ H_2S(g) \leftrightarrows S_2(g) + 2\ H_2(g)$

Suponiendo que inicialmente se tiene $H_2S(g)$ puro a una presión de 0,96 bar. Si la presión total en el equilibrio es 1,26 bar, ¿Cuál es el valor de K_p?

a) 0,83

b) 0,93

c) 1,86

d) 1,5

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	H_2S	S_2	H_2
$p_{inicial}$	0,96	—	—
$p_{transformado}$	$2p$	—	—
$p_{formado}$	—	p	$2p$
$p_{equilibrio}$	$0{,}96 - 2p$	p	$2p$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_\mathrm{t} = p_{\mathrm{H_2S}} + p_{\mathrm{S_2}} + p_{\mathrm{H_2}}$$

El valor de p en el equilibrio es:

$$1{,}26\ \mathrm{bar} = (0{,}96 - 2p + p + 2p)\ \mathrm{bar} \qquad \rightarrow \qquad p = 0{,}30\ \mathrm{bar}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\mathrm{H_2S}} = (0{,}96 - 2 \cdot 0{,}30)\ \mathrm{atm} = 0{,}36\ \mathrm{bar}$$

$$p_{\mathrm{S_2}} = 0{,}30\ \mathrm{bar}$$

$$p_{\mathrm{H_2}} = 2 \cdot (0{,}30\ \mathrm{bar}) = 0{,}60\ \mathrm{bar}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_\mathrm{p} = \frac{(p_{\mathrm{S_2}})\ (p_{\mathrm{H_2}})^2}{(p_{\mathrm{H_2S}})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_\mathrm{p} = \frac{0{,}30 \cdot 0{,}60^2}{0{,}36^2} = 0{,}83$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.57. En un recipiente vacío, se introducen 5,0 mol de H_2O, y 4,0 de CO. Cuando se establece el equilibrio a 1.000 K:

$H_2O(g) + CO(g) \leftrightarrows H_2(g) + CO_2(g)$ $\qquad \Delta H° = -41{,}8$ kJ

existen 2,0 mol de CO_2. Sobre este equilibrio se hacen las siguientes afirmaciones:

I. K_c vale 0,67 y es igual a K_p.

II. El equilibrio no es afectado por cambios en la presión.

III. Si $T > 1.000$ K, $K_c < 0{,}67$

Serán ciertas:

a) I y II

b) II

c) Todas

d) Ninguna

(O.Q.L. Asturias 2018)

La tabla de moles en el equilibrio es:

	H_2O	CO	H_2	CO_2
n_inicial	5,0	4,0	—	—
$n_\mathrm{transformado}$	—	—	x	x
n_formado	x	x	—	—
$n_\mathrm{equilibrio}$	5,0 – x	4,0 – x	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_\mathrm{c} = \frac{[\mathrm{CO_2}]\ [\mathrm{H_2}]}{[\mathrm{CO}]\ [\mathrm{H_2O}]} = \frac{\left(\frac{n_{\mathrm{CO_2}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\mathrm{H_2}}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\mathrm{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\mathrm{H_2O}}}{V}\right)} = \frac{(n_{\mathrm{CO_2}})\ (n_{\mathrm{H_2}})}{(n_{\mathrm{CO}})\ (n_{\mathrm{H_2O}})}$$

A partir de la cantidad de CO_2 en el equilibrio, se obtiene que el número de moles transformados es, $x = 2{,}0$.

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene que su valor es:

$$K_\mathrm{c} = \frac{x^2}{(5{,}0 - x)\ (4{,}0 - x)} = \frac{(2{,}0)^2}{(5{,}0 - 2{,}0)\ (4{,}0 - 2{,}0)} = 0{,}67$$

I. **Verdadero**. La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma$ coef. esteq. productos gaseosos $-\ \Sigma$ coef. esteq. reactivos gaseosos $= 2 - (1+1) = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c$.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884):

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

II. **Verdadero**. Si aumenta la presión del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que esta descienda, es decir, hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. En este caso, el aumento de presión no influye al existir el mismo número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción.

III. **Verdadero**. Si aumenta la temperatura, de acuerdo el con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y, por tanto, disminuya la temperatura. Como se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de los reactivos, lo que determina que el valor de K_c disminuya.

La respuesta correcta es la **c**.

6.58. La obtención de la cal viva, CaO, a partir de la piedra caliza (carbonato de calcio, $CaCO_3$), se lleva a cabo en grandes hornos industriales a una temperatura alrededor de 900 °C de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CO_2(g) + CaO(g)$$

Sabiendo que $K_p = 0{,}22$ atm a la temperatura de 800 °C, la mínima masa de carbonato de calcio para que se alcance el equilibrio a esa temperatura en un matraz de 1,0 L es:

a) 0,35 g
b) 2,2 g
c) 0,25 g
d) 0,20 g

(O.Q.L. Valencia 2018)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y como hay un único componente gaseoso la expresión de K_p es:

$$K_p = (p_{CO_2})$$

El valor de K_p proporciona la presión del CO_2 que depende del número de moles formados de esta sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$x = \frac{0{,}22\ \text{atm} \cdot 1{,}0\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (800 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}5{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la cantidad mínima de $CaCO_3$ que debe transformarse en ese recipiente y en esas condiciones es:

$$2{,}5{\cdot}10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}25\ \text{g}\ CaCO_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.59. Partiendo de N_2O_4 puro en el equilibrio:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

¿Cuál será la expresión de K_p para la reacción si la presión total del recipiente es p y el grado de disociación del reactivo es α?

a) $K_p = \dfrac{4p\alpha^2}{1+\alpha^2}$ b) $K_p = \dfrac{4p\alpha^2}{1-\alpha^2}$ c) $K_p = \dfrac{p\alpha^2}{1-\alpha^2}$ d) $K_p = \dfrac{\alpha^2}{1-\alpha}$

(O.Q.N. Santander 2019)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	N_2O_4	NO_2
$n_{inicial}$	n	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—
$n_{formado}$	—	$2n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n-n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$(n-n\alpha)+2n\alpha = n(1+\alpha)$	

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) la expresión anterior queda como:

$$K_p = \frac{(p\ y_{NO_2})^2}{(p\ y_{N_2O_4})} = p\frac{\left(\dfrac{2n\alpha}{n(1+\alpha)}\right)^2}{\dfrac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}} = p\frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.60. Si en un reactor de 1,00 L se introduce 1,00 mol de Br_2, se calienta hasta 483 °C y se observa que se disocia el 1,00 % del bromo según:

$$Br_2(g) \leftrightarrows 2\ Br(g)$$

puede asegurarse que el valor de K_c a esa temperatura es:

a) 0,99

b) $3{,}03\cdot10^{-3}$

c) $4{,}04\cdot10^{-4}$

d) $5{,}05\cdot10^{-5}$

(O.Q.L. Murcia 2019)

Teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L, la tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	Br_2	Br
$c_{inicial}$	1,00	—
$c_{transformado}$	x	—
$c_{formado}$	—	$2x$
$c_{equilibrio}$	$1{,}00-x$	$2x$

Sabiendo que en el equilibrio se disocia el 1,00 % del Br_2 inicial se puede obtener el valor de x:

$$x = 1{,}00\frac{\text{mol}}{\text{L}}\cdot\frac{1\ \text{mol L}^{-1}\ \text{(disociado)}}{100\ \text{mol L}^{-1}\ \text{(inicial)}} = 0{,}0100\ \text{mol L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]}$$

Sustituyendo, se obtiene que el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0{,}0100)^2}{1{,}00 - 0{,}0100} = 4{,}04 \cdot 10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.61. En un recipiente de 1,00 L, que se encuentra a la temperatura *T*, se introducen 0,200 mol de A y 0,100 mol de B produciéndose la reacción:

$2\,A(g) + B(g) \leftrightarrows C(g)$

Una vez establecido el equilibrio se analiza la concentración de C, obteniéndose el valor de 0,0500 mol/L. El valor de K_c a esa temperatura es:

a) 0,0100
b) 0,0500
c) 100
d) 10,0

(O.Q.L. Valencia 2019)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
c_{inicial}	0,200	0,100	—
$c_{\text{transformado}}$	$2x$	x	—
c_{formado}	—	—	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0{,}200 - 2x$	$0{,}100 - x$	x

En el equilibrio se tiene que $x = 0{,}0500$ mol L^{-1}.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[C]}{[A]^2\,[B]}$$

Sustituyendo, se obtiene que el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0{,}0500}{(0{,}200 - 2 \cdot 0{,}0500)^2 \cdot (0{,}100 - 0{,}0500)} = 100$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.62. Para la reacción en fase gaseosa:

$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$

las presiones parciales de H_2 y de N_2 son 0,400 atm y 0,800 atm, respectivamente. La presión total del sistema es 2,80 atm. ¿Cuál es el valor de K_p?

a) 3,13 atm^{-2}
b) 5,00 atm^{-2}
c) 50,00 atm^{-2}
d) 153,00 atm^{-2}

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_t = p_{N_2} + p_{H_2} + p_{NH_3}$$

Suponiendo que las presiones parciales dadas son en el equilibrio, la presión parcial del NH_3 es:

$$p_{NH_3} = (2{,}80 - 0{,}800 - 0{,}400)\ \text{atm} = 1{,}60\ \text{atm}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2})\,(p_{H_2})^3}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{1{,}60^2}{0{,}800 \cdot 0{,}400^3} = 50{,}0$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.63. En un recipiente de 1,00 L se introducen 2,00 mol de NH_3 que se disocia parcialmente a T elevada:
$2\ NH_3(g) \leftrightarrows N_2(g) + 3\ H_2(g)$
En el equilibrio queda 1,00 mol de NH_3. ¿Cuál es el valor de K_c?
a) 1,69 $mol^2\ L^{-2}$
b) $4{,}2 \cdot 10^{-1}$ $mol^2\ L^{-2}$
c) 0,75 $mol^2\ L^{-2}$
d) 1,5 $mol^2\ L^{-2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L, la tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_3	N_2	H_2
$c_{inicial}$	2,00	—	—
$c_{transformado}$	$2x$	—	—
$c_{formado}$	—	x	$3x$
$c_{equilibrio}$	$2{,}00 - 2x$	x	$3x$

El valor de la concentración de NH_3 en el equilibrio permite obtener el valor de x:

$$2{,}00 - 2x = 1{,}00 \quad \rightarrow \quad x = 0{,}500\ \text{mol L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[N_2]\,[H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

Sustituyendo, se obtiene que el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0{,}500 \cdot (3 \cdot 0{,}500)^3}{1{,}00^2} = 1{,}69$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.64. En un recipiente de 2,00 L se introduce amoniaco a la temperatura de 20 °C y a la presión de 14,7 atm. A continuación, se calienta el recipiente hasta 300 °C y se aumenta la presión hasta 50,0 atm dejando evolucionar el proceso hasta que el sistema alcanza el equilibrio. En estas condiciones el grado de disociación del amoniaco, α, en dihidrógeno y dinitrógeno vale:
a) 0,75
b) 0,37
c) 0,42
d) 84 %

(O.Q.L. Asturias 2019)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales es:

$$n = \frac{14{,}7\ \text{atm} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} = 1{,}22\ \text{mol}$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	NH_3	N_2	H_2
$n_{inicial}$	n	—	—
$n_{transformado}$	$n\alpha$	—	—
$n_{formado}$	—	½ $n\alpha$	3/2 $n\alpha$
$n_{equilibrio}$	$n - n\alpha$	½ $n\alpha$	3/2 $n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + ½\ n\alpha + 3/2\ n\alpha = n(1 + \alpha)$		

La presión en el equilibrio permite calcular el grado de disociación:

$$1{,}22\ (1 + \alpha)\ \text{mol} = \frac{50{,}0\ \text{atm} \cdot 2{,}00\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (300 + 273{,}15)\ \text{K}} \quad \rightarrow \quad \alpha = 0{,}744$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.65. En un matraz de medio litro de capacidad se introducen 0,194 mol de nitrógeno y 0,321 mol de hidrógeno, se calienta la mezcla hasta los 527 °C estableciéndose el equilibrio:

$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$

sabiendo que se han formado 0,0310 mol de amoniaco. El valor de K_p en el equilibrio será:

a) $2{,}32 \cdot 10^{-7}$

b) $1{,}53 \cdot 10^{-5}$

c) $7{,}59 \cdot 10^{-6}$

d) $3{,}86 \cdot 10^{-5}$

(O.Q.L. Galicia 2019)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	N_2	H_2	NH_3
$n_{inicial}$	0,194	0,321	—
$n_{transformado}$	x	$3x$	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	$0{,}194 - x$	$0{,}321 - 3x$	$2x$

A partir del valor de $n_{formado}$ en el equilibrio:

$$2x = 0{,}0310\ \text{mol} \qquad \text{se obtiene} \qquad x = 0{,}0155\ \text{mol}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2})\ (p_{H_2})^3}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{NH_3} = \frac{0{,}0310\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (527 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}500\ \text{L}} = 4{,}07\ \text{atm}$$

$$p_{N_2} = \frac{(0{,}194 - 0{,}0155)\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (527 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}500\ \text{L}} = 23{,}4\ \text{atm}$$

$$p_{H_2} = \frac{[0{,}321 - (3 \cdot 0{,}0155)]\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (527 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}500\ \text{L}} = 36{,}0\ \text{atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{4{,}07^2}{23{,}4 \cdot 36{,}0^3} = 1{,}51 \cdot 10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.66. La constante de equilibrio para la siguiente reacción química es 3,0:

$$SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) + NO(g)$$

Calcule el número de moles de $NO_2(g)$ que hay que añadir a 2,4 mol de $SO_2(g)$ para obtener en el equilibrio 1,2 mol de $SO_3(g)$.

a) 3,6 mol
b) 1,6 mol
c) 2,4 mol
d) 1,8 mol

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La tabla de moles en el equilibrio es:

	SO_2	NO_2	SO_3	NO
$n_{inicial}$	2,4	n	—	—
$n_{transformado}$	—	—	x	x
$n_{formado}$	x	x	—	—
$n_{equilibrio}$	$2,4 - x$	$n - x$	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_3]\,[NO]}{[SO_2]\,[NO_2]} = \frac{\left(\frac{n_{SO_3}}{V}\right)\left(\frac{n_{NO}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{SO_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{NO_2}}{V}\right)} = \frac{(n_{SO_3})\,(n_{NO})}{(n_{SO_2})\,(n_{NO_2})}$$

A partir de la cantidad de SO_3 existente en el equilibrio se obtiene que el número de moles transformados es 1,2 mol. Así que, sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$3,0 = \frac{(1,2)^2}{(2,4 - 1,2)\,(n - 1,2)} \qquad \rightarrow \qquad n = 1,6 \text{ mol } NO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.67. El tolueno, C_7H_8, es un disolvente orgánico que se puede obtener a partir del cicloheptano, C_7H_{14}. Considere el siguiente equilibrio en fase gaseosa:

$$C_7H_{14}(g) \leftrightarrows C_7H_8(g) + 3\,H_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

Un estudiante introduce 3,00 mol de $C_7H_{14}(g)$ en un matraz de 1,00 L, en el que previamente se ha hecho el vacío. A continuación, tapa el matraz y deja que se alcance el equilibrio a una determinada temperatura. Si en el equilibrio se han formado 1,20 mol de $H_2(g)$, el valor de la constante de equilibrio K_c es:

a) 0,185
b) 0,266
c) 0,798
d) 1,150

(O.Q.L. Valencia 2020)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	C_7H_{14}	C_7H_8	H_2
$n_{inicial}$	3,00	—	—
$n_{transformado}$	x	—	—
$n_{formado}$	—	x	$3x$
$n_{equilibrio}$	$3,00 - x$	x	$3x$

La cantidad de H_2 permite determinar el valor de x:

$$1,20 \text{ mol} = 3x \qquad \rightarrow \qquad x = 0,400 \text{ mol transformado}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[C_7H_8]\,[H_2]^2}{[C_7H_{14}]}$$

El valor de K_c teniendo en cuenta que $V = 1{,}00$ L es:

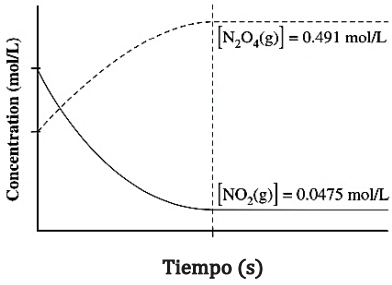
$$K_c = \frac{0{,}400 \cdot (1{,}20)^3}{(3{,}00 - 0{,}400)} = 0{,}266$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.68. Una mezcla que contiene 0,430 mol de $NO_2(g)$ y una cierta cantidad de $N_2O_4(g)$, se introduce en un recipiente de 1,00 L en el que se ha hecho previamente el vacío. Se cierra herméticamente y se deja que se alcance el equilibrio:

$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$

El siguiente gráfico muestra la evolución del sistema hasta que se alcanza el equilibrio.



La concentración inicial de $N_2O_4(g)$ en mol L^{-1} es:

a) 0,300
b) 0,682
c) 0,108
d) 0,874

(O.Q.L. Valencia 2020)

Como la mezcla inicial contiene ambas sustancias y la concentración de dióxido de nitrógeno disminuye quiere decir que el sistema se desplaza hacia la formación de tetróxido de dinitrógeno para que se alcance el equilibrio. La tabla de concentraciones correspondiente es:

	N_2O_4	NO_2
$c_{inicial}$	c	0,430
$c_{transformado}$	—	$2x$
$c_{formado}$	x	—
$c_{equilibrio}$	$c + x$	$0{,}430 - 2x$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(0{,}0475)^2}{0{,}491} = 4{,}60 \cdot 10^{-3}$$

Sustituyendo en la expresión de K se obtiene el valor inicial de $[N_2O_4]$:

$$4{,}60 \cdot 10^{-3} = \frac{(0{,}0475)^2}{c + x} \qquad \rightarrow \qquad c = 0{,}300 \text{ mol } L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.69. En un reactor de 1,00 L se introducen 0,900 mol de SO_3. Cuando a 200 °C se alcanza el equilibrio:

$SO_3(g) \rightleftarrows SO_2(g) + ½\ O_2(g)$

se observa que la presión total es 45,0 atm. Los valores de K_c y K_p para ese equilibrio a esa temperatura serán respectivamente:

a) 1,911 y 0,307
b) 0,307 y 1,911
c) 0,648 y 0,104
d) 0,698 y 4,348

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	SO_3	SO_2	O_2
$n_{inicial}$	0,900	—	—
$n_{transformado}$	x	—	—
$n_{formado}$	—	x	½ x
$n_{equilibrio}$	0,900 – x	x	½ x
n_{total}	$(0{,}900 - x) + x + ½\,x = (0{,}900 + ½\,x)$		

El valor de x se obtiene mediante la presión de la mezcla en el equilibrio. Considerando comportamiento ideal:

$$(0{,}900 + ½\,x) = \frac{45{,}0 \text{ atm} \cdot 1{,}00 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}520 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[SO_2]\,[O_2]^{½}}{[SO_3]}$$

Considerando que $V = 1{,}00$ L, el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0{,}520 \cdot (0{,}260)^{½}}{(0{,}900 - 0{,}520)} = 0{,}698$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu$ = Σ coef. esteq. productos gas – Σ coef. esteq. reactivos gas = $(1 + ½) - 1 = ½$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0{,}698 \cdot [0{,}082 \cdot (200 + 273{,}15)]^{½} = 4{,}35$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Cantabria 2011 y 2016).

6.70. Un mol de hidrógeno y un mol de yodo se introducen en un recipiente de 2,00 L a una temperatura a la que la constante de equilibrio es 56,6 según el siguiente equilibrio:

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2\,HI(g)$

Cuando se alcanza el equilibrio ¿cuál es la concentración del producto de la reacción?

a) 0,79 M
b) 0,90 M
c) 1,36 M
d) 1,58 M

(O.Q.L. Madrid 2020)

La tabla de moles correspondiente al nuevo equilibrio es:

	H_2	I_2	HI
$n_{inicial}$	1,00	1,00	—
$n_{transformado}$	x	x	—
$n_{formado}$	—	—	$2x$
$n_{equilibrio}$	1,00 – x	1,00 – x	$2x$

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla en la expresión de la constante:

$$56{,}6 = \frac{\left(\frac{2x}{2{,}00}\right)^2}{\frac{1{,}00-x}{2{,}00}\cdot\frac{1{,}00-x}{2{,}00}} \qquad x = 0{,}790\ \text{M}$$

Se obtiene que la concentración de producto en el equilibrio es:

$$[\text{HI}] = 2 \cdot (0{,}790\ \text{M}) = 1{,}58\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.71. La reducción de óxido de estaño(IV) puede realizarse con hidrógeno molecular a alta temperatura según:

$\frac{1}{2}\ SnO_2(s) + H_2(g) \rightleftarrows \frac{1}{2}\ Sn(s) + H_2O(g)$ $\qquad K_p\ (750\ °C) = 2{,}86$

En un reactor de 100 L se introducen SnO_2 y H_2, se calienta a 750 °C de modo que cuando se alcanza el equilibrio, hay tanto Sn como SnO_2 en el reactor y la presión total es 10,0 atm. La presión parcial de H_2O y los moles de hidrógeno en el equilibrio son:

a) $p_{H_2O} = 7{,}41$ atm, $n_{H_2} = 3{,}09$ mol

b) $p_{H_2O} = 2{,}59$ atm, $n_{H_2} = 8{,}52$ mol

c) $p_{H_2O} = 7{,}41$ atm, $n_{H_2} = 4{,}21$ mol

d) $p_{H_2O} = 2{,}59$ atm, $n_{H_2} = 12{,}05$ mol

(O.Q.L. Madrid 2020)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{H_2O})}{(p_{H_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{total} = p_{H_2O} + p_{H_2} = 10{,}0\ \text{atm} \qquad \rightarrow \qquad p_{H_2} = 10{,}0 - p_{H_2O}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p:

$$2{,}86 = \frac{(10 - p_{H_2O})}{(p_{H_2O})} \qquad \rightarrow \qquad p_{H_2O} = 7{,}41\ \text{atm}$$

El valor de p_{H_2} es:

$$p_{H_2} = (10{,}0 - 7{,}41) = 2{,}59 = (10{,}0 - 7{,}41)\ \text{atm} = 2{,}59\ \text{atm}$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de H_2 en el equilibrio es:

$$p_{H_2} = \frac{2{,}59\ \text{atm} \cdot 100\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (750 + 273{,}15)\ \text{K}} = 3{,}09\ \text{mol}\ H_2$$

El que en el equilibrio haya iguales cantidades de sólido es un dato innecesario, ya que los sólidos no influyen en el equilibrio mientras exista la mínima cantidad de ellos para que se alcance el equilibrio en determinadas condiciones de volumen de reactor y temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

6.72. A 817 °C, la K_p de la reacción entre $CO_2(g)$ y un exceso de grafito caliente, C(s), para dar CO(g) es de 10,0 atm. ¿Cuál es la concentración molar de CO(g) en el equilibrio cuando la presión total a 817 °C es de 5,00 atm?

a) 0,577

b) 0,202

c) 0,041

d) 0,015

(O.Q.N. Valencia 2020)

El equilibrio a estudiar es:

$$C(s) + CO_2(g) \rightleftarrows 2\ CO(g)$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{CO})^2}{(p_{CO_2})}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{total} = p_{CO_2} + p_{CO}$$

de donde se obtiene que la presión parcial del CO se puede escribir como:

$$p_{CO_2} = 5{,}00 - p_{CO}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_p se obtiene:

$$10{,}0 = \frac{(p_{CO})^2}{5{,}00 - p_{CO}} \qquad \rightarrow \qquad p_{CO} = 3{,}66 \text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, la concentración de CO es:

$$[CO] = \frac{3{,}77 \text{ atm}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (817 + 273{,}15)\text{K}} = 0{,}0409 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

IV. ÁCIDOS Y BASES

1. TEORÍAS ÁCIDO-BASE: ARRHENIUS, BRÖNSTED & LOWRY Y LEWIS

1.1. La base conjugada del amoniaco es:
a) NH_2^-
b) NH_4^+
c) NH_3
d) NH_2OH
e) NH_4OH

(O.Q.L. Asturias 1988)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del $H_2PO_4^-$ como ácido es:

$$\underset{\text{ácido 1}}{NH_3(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{NH_2^-(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.2. ¿Cuál de los siguientes óxidos da disolución ácida al disolverlos en agua?
a) Óxido de mercurio(II)
b) Óxido de calcio
c) Pentaóxido de dinitrógeno
d) Óxido de potasio
e) Óxido de litio

(O.Q.L. Asturias 1988)

Óxidos ácidos son los que al reaccionar con agua son capaces de producir iones H_3O^+. El elemento que forma el óxido es no metal o metal de transición con número de oxidación igual o mayor que +3.

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del pentaóxido de dinitrógeno como ácido es:

$$\underset{\text{ácido 1}}{N_2O_5(g)} + 2\ \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows 2\ \underset{\text{base 1}}{NO_3^-(aq)} + 2\ \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.3. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) En la reacción $H_2SO_4 + BaO \rightarrow BaSO_4 + H_2O$, el BaO actúa como base.
b) En la reacción $2\ HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$, el Na_2CO_3 actúa como base.
c) Las siguientes especies son ácidos de Brönsted: HNO_3, HSO_4^-, HS^-, NO_2^-.
d) Las siguientes especies son bases de Brönsted: HS^-, HSO_4^-, NH_3, HSO_3^-, SO_3^{2-}.
e) Teóricamente, la teoría de ácido–base de Brönsted–Lowry se puede aplicar a cualquier disolvente.

(O.Q.L. Asturias 1989)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Verdadero. Los dos H^+ que libera el H_2SO_4 son captados por el O^{2-} procedente de la base BaO.

b) Verdadero. Los dos H^+ procedentes del HCl son captados por el CO_3^{2-} procedente de la base Na_2CO_3.

c) **Falso**. Las especies HNO_3, HSO_4^- y HS^- se comportan como ácidos ya que ceden H^+ según se muestra en las siguientes ecuaciones químicas:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Sin embargo, el NO_2^- como no tiene hidrógeno en su estructura solo puede comportarse como base.

d) Verdadero. Las especies HS^-, HSO_4^-, NH_3, HSO_3^-, SO_3^{2-} se comportan como bases ya que captan H^+ según se muestra en las siguientes ecuaciones químicas:

$$HS^-(aq) + H_3O^+(l) \leftrightarrows H_2S(aq) + H_2O(aq)$$

$$HSO_4^-(aq) + H_3O^+(l) \leftrightarrows H_2SO_4(aq) + H_2O(aq)$$

$$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + H_2O(l)$$

$$HSO_3^-(aq) + H_3O^+(l) \leftrightarrows H_2SO_3(aq) + H_2O(aq)$$

$$SO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(l) \leftrightarrows HSO_3^-(aq) + H_2O(aq)$$

e) La teoría ácido-base de Brönsted-Lowry se puede aplicar a cualquier disolvente, no como la teoría acido-base de Arrhenius que es solo es aplicable a disoluciones acuosas.

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. ¿Qué especie se comporta como ácido según Lewis y no según el criterio de Brönsted-Lowry?
a) NH_4^+
b) BF_3
c) H_2O
d) OH^-

(O.Q.L. Asturias 1992)

▪ Según Brönsted-Lowry (1923), ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.

▪ Según Lewis (1916), ácido es una especie química que posee huecos electrónicos para poder aceptar un par de electrones de una base.

Como se observa en su estructura de Lewis, el BF_3 tiene un hueco electrónico, por tanto, se comporta como un ácido de Lewis, sin embargo, como no posee ningún átomo de hidrógeno en su estructura es incapaz de ceder un H^+ y así comportarse como ácido de Brönsted:

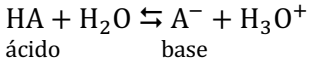
La respuesta correcta es la **b**.

1.5. Según la teoría de Brönsted-Lowry, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
b) Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
c) El agua es la base conjugada de sí misma.
d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
e) Cuanto más débil es un ácido más débil será su base conjugada.
f) Un ácido reacciona con su base conjugada formando la sal correspondiente y agua.

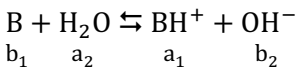
(O.Q.L. Asturias 1994) (O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Cádiz 2019)

a-f) Falso. Según la teoría de Brönsted-Lowry (1923), un ácido es una especie química que cede un protón a una base y se transforma en su base conjugada, por tanto, el ácido no puede reaccionar con su base conjugada.

b) **Verdadero**. Según la teoría de Brönsted, un ácido es una especie química que cede un protón a una base:



c) Falso. Tal como se demuestra en la reacción entre la base B y el agua, la base conjugada de esta es el ion OH^-:



d-e) Falso. Cuánto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada. La relación entre las constantes de ambos viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

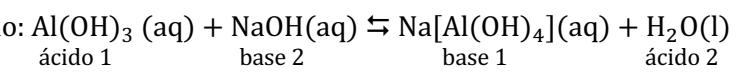
La respuesta correcta es la **b**.

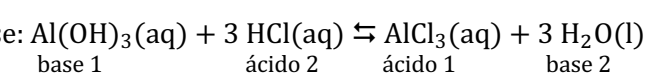
1.6. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:
a) Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
b) Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
c) Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
d) Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
e) Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Un anfótero es una especie que comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre. Si reacciona con ácidos y con bases, quiere decir que se disuelve en disoluciones de estas sustancias.

Según la teoría de Brönsted-Lowry (1923), un ejemplo típico es el hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$:

- Como ácido: 

- Como base: 

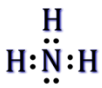
La respuesta correcta es la **a**.

1.7. El carácter básico del amoníaco se debe a:
a) Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
b) La posición del nitrógeno en el sistema periódico.
c) La ausencia de oxígeno en la molécula.
d) El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Sevilla 2019)

Una base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

Como se observa en la estructura de Lewis, el NH_3 posee un par de electrones solitarios por lo que se trata de una base de Lewis:



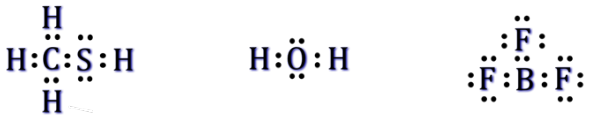
La respuesta correcta es la **d**.

1.8. ¿Cuál de los siguientes es un conjunto de especies que podrían actuar como bases de Lewis?
a) CH_3SH, H_2O, BF_3
b) OH^-, HCl, H^+
c) PH_3, CH_3OCH_3, NH_3
d) NaOH, $MgCl_2$, Co^{3+}
e) Ni^{2+}, NH_3, Cl^-
f) PH_3, NH_3, BF_3

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

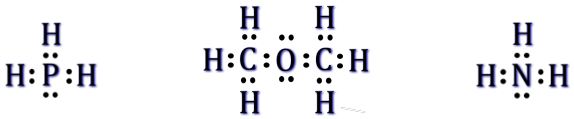
Base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

a) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el BF_3 tiene un hueco electrónico por lo que se trata de un ácido de Lewis:

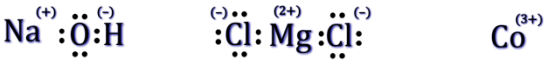


b) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el H^+ no posee pares de electrones solitarios por lo que se trata de un ácido de Lewis:

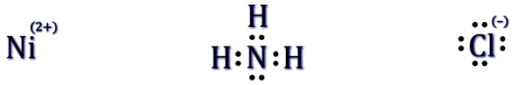
c) **Verdadero**. Como se observa en las estructuras de Lewis, todas las especies propuestas poseen pares de electrones solitarios por lo que son bases de Lewis:



d) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Co^{3+} es un catión al que le faltan los electrones externos $4s$ por lo que se trata de un ácido de Lewis:



e) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Ni^{2+} es un catión al que le faltan los electrones externos $4s$ por lo que se trata de un ácido de Lewis:



La respuesta correcta es la **c**.

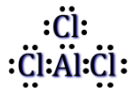
1.9. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:
a) El catión Fe(II) es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe(III).
b) El catión Al^{3+} es un ácido de Lewis más fuerte que el catión Li^+.
c) Tanto el BF_3 como el $AlCl_3$ son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
d) Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.
e) Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

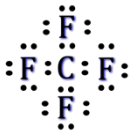
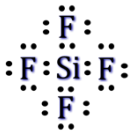
a-b) Falso. Los cationes metálicos se comportan como ácidos de Lewis ya que poseen huecos electrónicos. Así pues, las configuraciones electrónicas de los cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} por una parte, y Al^{3+} y Li^+ por otra, son, respectivamente, [Ar] $3d^6$ y [Ar] $3d^5$ y [Ne] y [He] teniendo vacíos los orbitales $4s$ y $4p$ los primeros y orbital s y los tres orbitales p los segundos, por lo tanto, ambas parejas de cationes son, entre sí, igual de fuertes como ácidos de Lewis.

c) Falso. Una base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido. Como se observa en las estructuras de Lewis, las especies propuestas no son

bases de Lewis, ya que ni el boro ni el aluminio poseen pares de electrones solitarios que puedan compartir, por lo que se ambos se comportan como ácidos de Lewis:



d) **Verdadero**. Un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en las estructuras de Lewis, CF_4 y SiF_4 no pueden comportarse como ácidos de Lewis ya que no poseen huecos electrónicos:

La respuesta correcta es la **d**.

1.10. ¿Cuál es el ácido conjugado del $HPO_4^{2-}(aq)$?
a) $H_3PO_4(aq)$
b) $H_2PO_4^-(aq)$
c) $H_3O^+(aq)$
d) $PO_4^{3-}(aq)$
e) $H^+(aq)$
f) $OH^-(aq)$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HPO_4^{2-} como base es:

$$\underset{\text{base 1}}{HPO_4^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)} \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{H_2PO_4^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.11. ¿Cuál de las siguientes especies es anfótera?
a) H^+
b) CO_3^{2-}
c) HCO_3^-
d) H_2CO_3
e) H_2

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Un anfótero es una especie que comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre.

Según la teoría de Brönsted-Lowry (1923), la única de las especies propuestas que puede cumplir esa condición es el ion hidrogenocarbonato, HCO_3^-:

- Como ácido: $\underset{\text{ácido 1}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{OH^-(aq)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{CO_3^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$
- Como base: $\underset{\text{base 1}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)} \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{H_2CO_3(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)}$

La respuesta correcta es la **c**.

1.12. ¿Por qué el ion OH^- es la base más fuerte que existe en disolución acuosa?
a) Porque es la base conjugada del H_3O^+.
b) Porque no hay otras bases más que el ion OH^-.
c) Porque los OH^- se encuentran siempre en disolución acuosa.
d) Porque el agua reacciona completamente con las bases fuertes para dar iones OH^-.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

El H_2O es el ácido y la base más débil que existe y, por tanto, reacciona con las bases fuertes para producir iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\underset{\text{base 1}}{NaOH(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_2O(l)} \rightarrow \underset{\text{ácido 1}}{Na^+(aq)} + \underset{\text{base 2}}{OH^-(aq)}$$

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923), el ion OH^- es la base conjugada fuerte del ácido débil H_2O.

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. El símbolo K_b de la especie HS^- corresponde a la constante de equilibrio de la reacción:
a) $HS^- + OH^- \leftrightarrows S^{2-} + H_2O$
b) $HS^- + H_2O \leftrightarrows H_2S + OH^-$
c) $HS^- + H_2O \leftrightarrows S^{2-} + H_3O^+$
d) $HS^- + H_3O^+ \leftrightarrows H_2O + H_2S$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La reacción del HS^- como base es:

$$\underset{\text{base 1}}{HS^-(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{H_2S(aq)} + \underset{\text{base 2}}{OH^-(aq)}$$

cuya constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[H_2S]\,[OH^-]}{[HS^-]}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. Identifique los ácidos y las bases, según Lewis, en las siguientes reacciones:

$$I_2 + I^- \rightarrow I_3^-$$

$$[SnCl_3]^- + Cl^- \rightarrow [SnCl_4]^{2-}$$

Ácidos	**Bases**
a) I_2, Cl^-	**I^-, $[SnCl_3]^-$**
b) I_2, $[SnCl_3]^-$	**Cl^-, I^-**
c) $[SnCl_3]^-$, Cl^-	**I^-, $[SnCl_3]^-$**
d) $[SnCl_3]^-$, Cl^-	**I^-, Cl^-**

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la teoría de Lewis (1916):

- Ácido es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base.
- Base es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de ceder un par de electrones a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:

Reacción 1 → {ácido: I_2 / base: I^-} Reacción 2 → {ácido: $[SnCl_3]^-$ / base: Cl^-}

La respuesta correcta es la **b**.

1.15. ¿En cuál de los siguientes casos el agua actúa como una base de Lewis pero no como una base según la definición de Brönsted-Lowry?
a) $H_2O(l) + HF(g) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + F^-(aq)$
b) $H_2O(l) + CN^-(aq) \leftrightarrows OH^-(aq) + HCN(aq)$
c) $H_2O(l) + Cu^{2+}(aq) \leftrightarrows Cu(H_2O)^{2+}(aq)$
d) $2\ H_2O(l) + PO_4^{3-}(aq) \leftrightarrows 2\ OH^-(aq) + H_2PO_4^-(aq)$
e) $H_2O(l)\ [\text{electrólisis}] \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$

(O.Q.N. Luarca 2005)

▪ Según Brönsted-Lowry (1923), base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

▪ Según Lewis (1916), base es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

a) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:

$$H_2O(l) + HF(g) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + F^-(aq)$$

el H_2O capta un protón procedente del HF por lo que se comporta como base de Brönsted, y, además, comparte un par de electrones solitarios con el H^+, por lo que se comporta como base de Lewis.

b) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:

$$H_2O(l) + CN^-(aq) \leftrightarrows OH^-(aq) + HCN(aq)$$

el H_2O cede un protón al CN^- por lo que se comporta como ácido de Brönsted, pero no comparte un par de electrones solitarios, por lo que no se comporta como base de Lewis.

c) **Verdadero**. En la reacción que muestra la ecuación:

$$H_2O(l) + Cu^{2+}(aq) \leftrightarrows Cu(H_2O)^{2+}(aq)$$

el H_2O comparte un par de electrones solitarios con el Cu^{2+} y se comporta como base de Lewis, sin embargo, no capta protones, por lo que no actúa como base de Brönsted.

d) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:

$$2\ H_2O(l) + PO_4^{3-}(aq) \leftrightarrows 2\ OH^-(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$

el H_2O cede un protón al ion fosfato por lo que se comporta como ácido de Brönsted, pero no comparte un par de electrones solitarios, por lo que no se comporta como base de Lewis.

e) Falso. La reacción que muestra la ecuación:

$$2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

es de oxidación-reducción, no de ácido-base.

La respuesta correcta es la **c**.

1.16. Indique cuál de los siguientes pares iónicos representa un ácido y su base conjugada.
a) NH_3/NH_4^+
b) SO_3^{2-}/OH^-
c) HSO_3^-/SO_3^{2-}
d) H_2SO_4/H_3O^+

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El par HSO_3^- / SO_3^{2-} es el único que cumple la condición propuesta:

$$\underset{\text{ácido 1}}{HSO_3^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \rightarrow \underset{\text{base 1}}{SO_3^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.17. En la siguiente reacción:

$$HPO_4^{2-} + NH_4^+ \rightarrow H_2PO_4^- + NH_3$$

a) El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Brönsted-Lowry.
b) El ion NH_4^+ actúa como ácido de Lewis.
c) El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Lewis.
d) El ion NH_4^+ actúa como ácido de Brönsted-Lowry.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El comportamiento del ion HPO_4^{2-} es:

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq)$$

- HPO_4^{2-} capta un protón del H_2O y se comporta como base de Brönsted.

El comportamiento del ion NH_4^+ es:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

- NH_4^+ cede un protón al H_2O y se comporta como ácido de Brönsted.

En este caso, la teoría de Lewis no explica el comportamiento de ninguno de los iones propuestos como ácido o base.

La respuesta correcta es la **d**.

1.18. Indique la respuesta correcta:
a) Los ácidos de Lewis también lo son de Brönsted.
b) Los ácidos de Lewis son también ácidos de Arrhenius.
c) Las bases de Brönsted son también bases de Arrhenius.
d) Las bases de Lewis también lo son de Brönsted.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Las teorías ácido-base de los diferentes científicos los definen como:

Teoría	Ácido	Base
Arrhenius (1884)	Sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder iones H^+	Sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder iones OH^-
Brönsted (1923)	Especie química que es capaz de ceder iones H^+	Especie química que es capaz de captar iones H^+
Lewis (1916)	Especie química con orbitales atómicos vacíos que es capaz de aceptar un par de electrones para compartir	Especie química con pares de electrones solitarios que es capaz de cederlos para compartir

a-b) Falso. Un catión metálico es un ácido de Lewis, pero no es ácido de Brönsted o de Arrhenius.

c) Falso. El ion hidrogenocarbonato, HCO_3^-, sí que es base de Brönsted ya que puede captar un H^+:

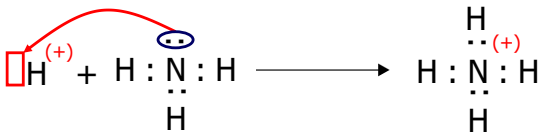
$$HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

sin embargo, no es base de Arrhenius ya que no puede ceder un OH^-.

d) **Verdadero**. El amoniaco, NH_3, sí que es base de Brönsted ya que puede captar un H^+:

$$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + H_2O(l)$$

y además, es base de Lewis ya que posee un par de electrones solitario que puede ceder para compartir:



La respuesta correcta es la **d**.

1.19. Para que una molécula o ion actúe como ácido de Lewis se tiene que cumplir que:
a) Pueda ceder pares de electrones.
b) Pueda ceder grupos OH^-.
c) Tenga orbitales vacíos de baja energía.
d) Pueda aceptar protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Según la teoría de Lewis (1916), ácido es una especie química con huecos electrónicos capaz de aceptar un par electrones de una base. Tener huecos electrónicos equivale a tener orbitales atómicos vacíos en los que poder albergar el par de electrones de la base.

La respuesta correcta es la **c**.

1.20. La definición de base como sustancia capaz de aceptar protones se debe a:
a) Arrhenius
b) Lavoisier
c) Lewis
d) Brönsted

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Esta definición de base fue propuesta independientemente por J.N. Brönsted y T.M. Lowry en 1923.

La respuesta correcta es la **d**.

1.21. Los ácidos conjugados y sus respectivas reacciones ácido-base de HS^-, NH_3 y H_2O son:

a) $S^{2-} + H_2O \leftrightarrows HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$
$H_3O^+ + H_2O \leftrightarrows H_2O + H_3O^+$

b) $H_2S + H_2O \leftrightarrows HS^- + H_3O^+$
$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$
$H_3O^+ + H_2O \leftrightarrows H_2O + H_3O^+$

c) $H_2S + H_2O \leftrightarrows HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$
$OH^- + H_2O \leftrightarrows H_3O^+$

d) $HS^- + H_2O \leftrightarrows S^{2-} + H_3O^+$
$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$
$H_3O^+ + H_2O \leftrightarrows H_2O + H_3O^+$

e) $H_2S + H_2O \leftrightarrows HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + OH^- \leftrightarrows NH_4^+ + H^+$
$H_3O^+ + H_2O \leftrightarrows H_2O + H_3O^+$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La reacción del HS^- como base es:

$$\underset{a1}{H_2S} + \underset{b2}{H_2O} \leftrightarrows \underset{b1}{HS^-} + \underset{a2}{H_3O^+}$$

La reacción del NH_3 como base es:

$$\underset{a1}{NH_4^+} + \underset{b2}{H_2O} \leftrightarrows \underset{b1}{NH_3} + \underset{a2}{H_3O^+}$$

La reacción del H_2O como base es:

$$\underset{a1}{H_3O^+} + \underset{b2}{H_2O} \leftrightarrows \underset{b1}{H_2O} + \underset{a2}{H_3O^+}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. En el proceso:

$$NH_4^+ + 2\ H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H_3O^+$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

a) El NH_4^+ es un ion neutro.
b) El NH_4^+ se comporta como ácido.
c) El NH_4^+ se comporta como base.
d) El H_3O^+ es una base.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

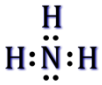
La ecuación química propuesta corresponde a la reacción de hidrólisis del ion NH_4^+ que explica el comportamiento de este como ácido de Brönsted ya que cede protones.

La respuesta correcta es la **b**.

1.23. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en una molécula de NH_3?
a) Tres
b) Dos
c) Ninguno
d) Uno

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La estructura de Lewis de la molécula de amoniaco es:



Todos los enlaces de esta molécula son enlaces covalentes convencionales. No obstante, la sustancia tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno por lo que se comporta como base de Lewis y sí que podrá formar un enlace covalente dativo convirtiéndose en el ion amonio, NH_4^+.

La respuesta correcta es la **c**.

1.24. Las propiedades ácido-base de los óxidos CaO, Al_2O_3, ZnO, CrO_3, SO_2 son:
a) Básico, básico, básico, ácido, ácido.
b) Básico, anfótero, básico, ácido, ácido.
c) Básico, anfótero, anfótero, ácido, ácido.
d) Básico, anfótero, anfótero, básico, ácido.
e) Básico, ácido, anfótero, ácido, ácido.

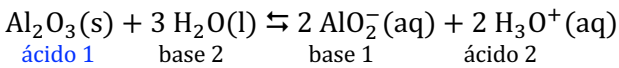
(O.Q.N. Castellón 2008)

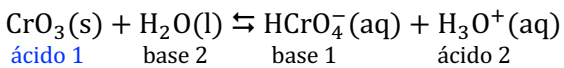
▪ Óxidos ácidos son aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones H_3O^+. El elemento que forma el óxido es no metal o metal de transición con número de oxidación igual o mayor que +3.

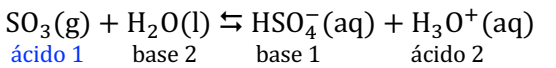
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

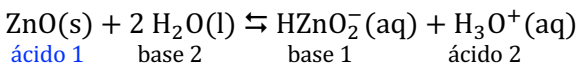
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

De los óxidos propuestos cumplen esa condición:

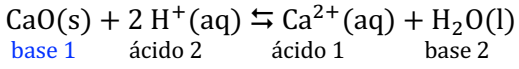


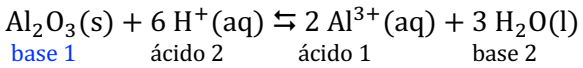


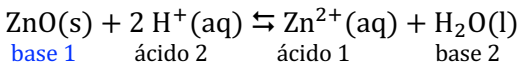




- Son óxidos básicos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones OH^-. El elemento que forma el óxido es un metal alcalino o alcalinotérreo. De los óxidos propuestos cumplen esa condición:







- Son óxidos anfóteros aquellos que son capaces de comportarse como ácidos y como bases dependiendo del medio en el que se encuentren. De los óxidos propuestos, Al_2O_3 y ZnO.

La respuesta correcta es la **c**.

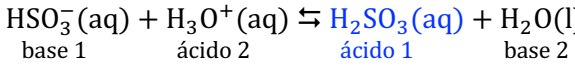
1.25. ¿Cuál es el ácido conjugado del $HSO_3^-(aq)$?
a) $H_2SO_3(aq)$
b) $H_2SO_3^{2-}(aq)$
c) $H^+(aq)$
d) $SO_3^{2-}(aq)$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HSO_3^- como base es:



La respuesta correcta es la **a**.

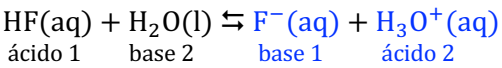
(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y 2008).

1.26. Dada la reacción:
$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$
a) La base es F^-.
b) El ácido conjugado es H_3O^+ y la base conjugada es F^-.
c) El ácido es H_3O^+.
d) La base conjugada es el H_2O y el ácido conjugado es H_3O^+.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.



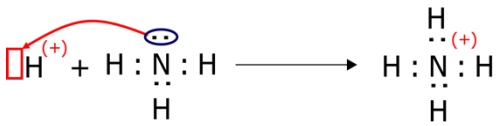
La respuesta correcta es la **b**.

1.27. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en el ion NH_4^+?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 1

(O.Q.L. La Rioja 2008)

El ion amonio, NH_4^+, se forma cuando se unen por medio de un enlace covalente dativo el NH_3 y el ion H^+.

El NH_3 (base de Lewis) posee un par de electrones solitario que el H^+ (ácido de Lewis) puede aceptar para compartir:



La respuesta correcta es la **d**.

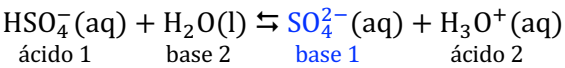
1.28. ¿Cuál es la base conjugada de $HSO_4^-(aq)$?
a) $H^+(aq)$
b) $H_2SO_4(aq)$
c) $OH^-(aq)$
d) $SO_4^{2-}(aq)$

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HSO_4^- como ácido es:



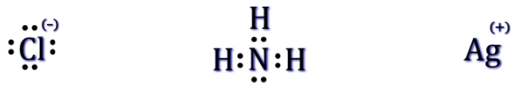
La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Oviedo 2002; Asturias 2004 y 2008; La Rioja 2008 y 2009, 2012 y Ávila 2009).

1.29. En la siguiente reacción:
$AgCl(s) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2Cl(aq)$
¿Qué especie química actúa como ácido de Lewis?
a) NH_3
b) AgCl
c) Ag^+
d) Cl^-

(O.Q.L. Madrid 2010)

Un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas la única que cumple esa condición es el ion Ag^+, ya que posee huecos electrónicos:



La respuesta correcta es la **c**.

1.30. Según la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) HSO_4^- y SO_3^{2-} pueden actuar como ácidos.
b) SO_3^{2-}, S^{2-} y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
c) H_3O^+, $HClO_4$ y HCO_3^- pueden actuar como sustancias anfóteras.
d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso. Como se observa en la siguiente ecuación, HSO_4^- cede un protón y se comporta ácido de Brönsted, mientras que SO_3^{2-} no puede ceder protones:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

b) **Verdadero**. Como se observa en las siguientes ecuaciones, las tres especies captan protones y se comportan como bases:

$$SO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HSO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

$$S^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(aq) + OH^-(aq)$$

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

c) Falso. Anfóteros son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

De las tres especies propuestas la única que es un anfótero es el ion HCO_3^-:

- Como ácido: $HCO_3^-(aq) + OH^-(aq) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$
- Como base: $HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + H_2O(l)$

La respuesta correcta es la **b**.

1.31. De los siguientes óxidos Na_2O, CaO, Al_2O_3 y P_2O_5 puede afirmarse que:
a) Todos son muy solubles en agua.
b) Sus disoluciones acuosas tendrán carácter básico.
c) Sus disoluciones acuosas tendrán carácter ácido.
d) La disolución acuosa contendrá iones H_3O^+.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

a) Falso. Los óxidos CaO y Al_2O_3 son insolubles en agua.

b-c) Falso. De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923), los óxidos Na_2O y CaO al reaccionar con agua son capaces de captar iones H^+:

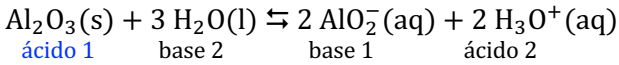
$$\underset{\text{base 1}}{Na_2O(s)} + 2\,\underset{\text{ácido 2}}{H^+(aq)} \rightarrow 2\,\underset{\text{ácido 1}}{Na^+(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)}$$

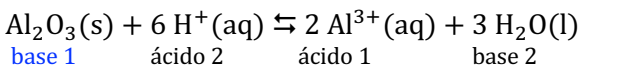
$$\underset{\text{base 1}}{CaO(s)} + 2\,\underset{\text{ácido 2}}{H^+(aq)} \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{Ca^{2+}(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)}$$

- El óxido P_2O_5 al reaccionar con agua es capaz de producir iones H_3O^+:

$$\underset{\text{ácido 1}}{P_2O_5(s)} + 3\,\underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \rightarrow H_3PO_4(aq) \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{H_2PO_4^-(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

▪ El óxido Al_2O_3 es un anfótero, capaz de comportarse como ácido y como base dependiendo del medio en el que se encuentren:





d) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior las disoluciones de estos óxidos pueden contener iones H_3O^+ o iones OH^-.

Ninguna respuesta es correcta.

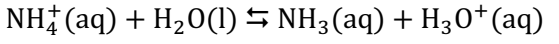
1.32. Según la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) NH_4^+ y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
b) HCN, HCO_3^- y HSO_4^- pueden actuar como sustancias anfóteras.
c) HPO_4^{2-}, HCO_3^- y H_3O^+ pueden actuar como ácidos.
d) Todas son incorrectas.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

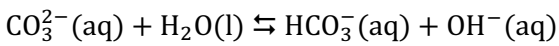
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso. El ion NH_4^+ solo puede comportarse como ácido:

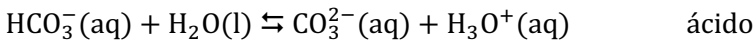


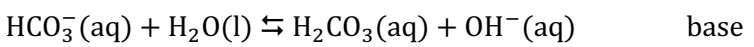
El ion CO_3^{2-} solo puede comportarse como base:



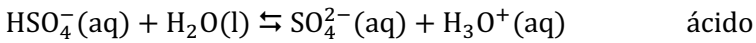
b) Falso. Los iones HCO_3^- y HSO_4^- son anfóteros ya que son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

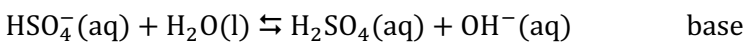
▪ HCO_3^-:



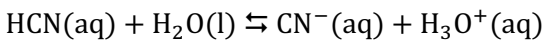


▪ HSO_4^-:

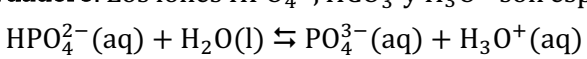


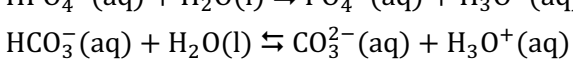


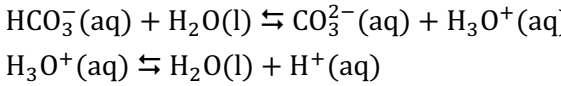
▪ El HCN solo puede comportarse como ácido:



c) **Verdadero**. Los iones HPO_4^{2-}, HCO_3^- y H_3O^+ son especies ceden un protón y se comportan como ácidos:





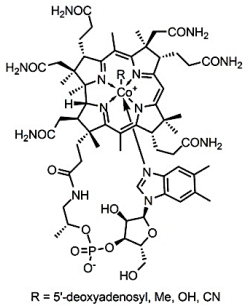


La respuesta correcta es la **c**.

1.33. ¿Qué metal se encuentra en la vitamina B_{12}?
a) Co
b) K
c) Fe
d) No tiene metales en su estructura.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La vitamina B_{12} o ciaonocobalamina es un compuesto que presenta un ion Co^{3+} que se comporta como ácido de Lewis y que se encuentra unido mediante un enlace coordinado a un grupo ciano y a un macrociclo corrina que actúan como bases de Lewis.



Su estructura molecular y, la de otras sustancias de interés biológico, fue establecida mediante difracción de RX por Dorothy Crowfoot Hodgkin en 1955 por lo que fue galardonada con el Premio Nobel de Química en 1964.

La respuesta correcta es la **a**.

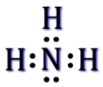
1.34. La molécula de amoníaco puede formar enlace covalente coordinado con la siguiente especie:
a) K^+
b) F^-
c) BF_3
d) H_2O
e) Cl^-
f) H^+

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016)

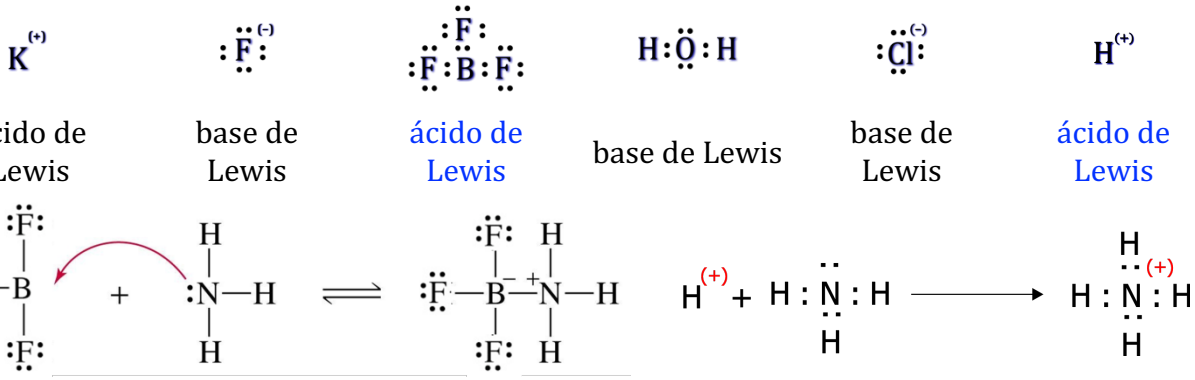
El enlace covalente coordinado o dativo es aquel que se produce entre una base y un ácido de Lewis.

Una base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios para compartir; y un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos en los que albergar pares de electrones solitarios.

De acuerdo con la estructura Lewis de la molécula, el amoníaco, NH_3, es una base:



que se podrá unir mediante un enlace covalente coordinado con la especie propuesta que sea un ácido de Lewis. Sus estructuras son:



K^+	F^-	BF_3	H_2O	Cl^-	H^+
ácido de Lewis	base de Lewis	ácido de Lewis	base de Lewis	base de Lewis	ácido de Lewis

El K^+ no puede actuar como ácido de Lewis ya que no dispone de orbitales vacíos de baja energía, orbitales *d*, que puedan aceptar fácilmente pares de electrones.

Las respuestas correctas son **c** y **f**.

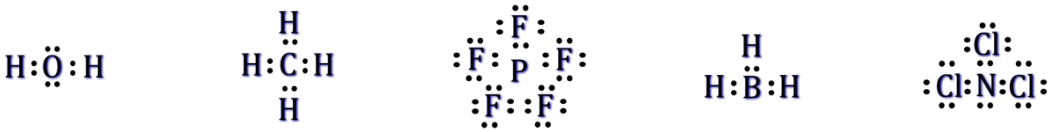
1.35. ¿Qué molécula es un ácido de Lewis?
a) H_2O
b) CH_4
c) PF_5
d) BH_3
e) NCl_3

(O.Q.L. Valencia 2013)

De acuerdo con la teoría ácido-base propuesta por Lewis:

- Ácido es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base.
- Base es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de ceder un par de electrones a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las cinco moléculas propuestas son:



A la vista de dichas estructuras, la única sustancia que puede clasificarse como ácido es BH_3.

La respuesta correcta es la **d**.

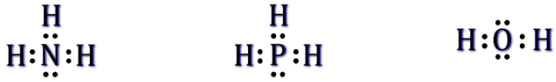
1.36. ¿Cuál de los siguientes grupos de especies pueden comportarse como bases de Lewis?
a) $Ba(OH)_2$, NaCl, Fe^{3+}
b) NH_3, PH_3, H_2O
c) CH_3CH_2OH, Co^{2+}, HCl
d) CH_3OCH_3, BF_3, NH_3

(O.Q.L. La Rioja 2014)

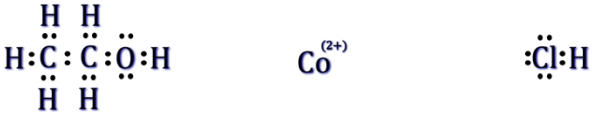
Base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir.

a) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Fe^{3+} es un catión al que le faltan los electrones 4*s* externos, por tanto, se comporta como un ácido de Lewis:

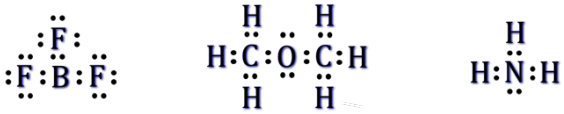
b) **Verdadero**. Como se observa en las estructuras de Lewis, todas las especies propuestas tienen pares solitarios y se comportan como bases de Lewis:



c) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Co^{2+} es un catión al que le faltan los electrones 4*s* externos, por tanto, se comporta como un ácido de Lewis:



d) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el BF_3 tiene un hueco electrónico, por tanto, se comporta como un ácido de Lewis:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

1.37. ¿Cuál es el ácido conjugado del $HAsO_4^{2-}$?
a) H_3O^+
b) AsO_4^{3-}
c) H_3AsO_4
d) $H_2AsO_4^-$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente al comportamiento de $HAsO_4^{2-}$ como base es:

$$\underset{\text{base 1}}{HAsO_4^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)} \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{H_2AsO_4^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002 cambiando P por As).

1.38. De acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$

¿Cuál es la base conjugada de HCO_3^-?

a) $H_2CO_3(aq)$

b) $H_2O(l)$

c) $H_3O^+(aq)$

d) $CO_3^{2-}(aq)$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

En la primera ecuación:

$$\underset{\text{ácido 1}}{H_2CO_3(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

el ion HCO_3^- es la base conjugada del ácido H_2CO_3.

En la segunda ecuación:

$$\underset{\text{ácido 1}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{CO_3^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

el ion HCO_3^- se comporta como ácido y su base conjugada es el ion CO_3^{2-}.

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. La base conjugada del $H_2PO_4^-$ es:

a) PO_4^{3-}

b) HPO_4^-

c) H_3PO_4

d) HPO_4^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del $H_2PO_4^-$ como ácido es:

$$\underset{\text{ácido 1}}{H_2PO_4^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{HPO_4^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y otras).

1.40. De las siguientes proposiciones, una es falsa:
a) El ácido acético en agua tiene carácter ácido porque el disolvente se comporta como base.
b) El ácido acético en benceno no tiene carácter ácido porque el disolvente no se comporta como base.
c) El ácido acético en cualquier disolvente tiene carácter ácido.
d) El amoniaco en agua tiene carácter básico porque el disolvente se comporta como ácido.
e) El ácido acético es un ácido débil y el ion acetato también es una base débil.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. El equilibrio correspondiente a la ionización del ácido acético en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry (1923), el CH_3COOH cede un protón y se comporta como ácido, mientras que, el H_2O capta un protón y se comporta como base.

b) Verdadero. De acuerdo con la teoría de Brönsted, es imposible que el CH_3COOH se comporte como ácido y ceda un protón al benceno, C_6H_6, que no puede captarlo y comportarse como base.

c) **Falso**. Según se ha visto en el apartado anterior.

d) Verdadero. El equilibrio correspondiente a la ionización del amoniaco en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted, el NH_3 capta un protón y se comporta como base, mientras que, el H_2O cede un protón y se comporta como ácido.

e) Verdadero. El ácido acético es un ácido débil ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$), y el ion acetato, su base conjugada, es una base más débil todavía ($K_b = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$).

La respuesta correcta es la **c**.

1.41. Respecto a las especies HSO_4^- y SO_4^{2-}:
1. HSO_4^- tiene carácter ácido.
2. SO_4^{2-} es la base conjugada del ácido sulfúrico.
3. Si se disuelve en agua una sal de SO_4^{2-} la disolución tendrá un pH mayor que 7.
4. Forman un par ácido/base conjugado.
Son ciertas las afirmaciones:
a) 1 y 4
b) 2 y 3
c) 3
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

1-4. **Cierto**. El HSO_4^- se comporta como ácido débil según la ecuación:

$$\underset{\text{ácido 1}}{HSO_4^-(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{SO_4^{2-}(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, HSO_4^- y SO_4^{2-} forman un par ácido/base conjugado.

2. Falso. Se ha visto en el apartado anterior, la especie SO_4^{2-} es la base conjugada del HSO_4^-.

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

3. Falso. La constante de basicidad del SO_4^{2-} es muy pequeña ya que la constante acidez del HSO_4^- es muy elevada ($K_{a_2} = 10^{-2}$), esto motiva que este ion apenas sufra hidrólisis y sea el catión que le acompaña en la sal el responsable de la acidez del medio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.42. El concepto de par ácido/base conjugado tiene gran importancia para la comprensión de los fenómenos ácido-base. ¿Cuáles serán las bases conjugadas de las siguientes sustancias cuando actúan como ácidos: H_2O, OH^-, NH_3, HS^-?
a) OH^-, O^{2-}, NH_2^-, S^{2-}
b) H_3O^+, H_2O, NH_4^+, H_2S
c) OH^-, O^{2-}, NH^{2-}, H_2S
d) H_3O^+, H_2O, NH_4^+, S^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2016)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del H_2O como ácido es:

$$\underset{\text{a1}}{H_2O} + \underset{\text{b2}}{H_2O} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{OH^-} + \underset{\text{a2}}{H_3O^+}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción del OH^- como ácido es:

$$\underset{\text{a1}}{OH^-} + \underset{\text{b2}}{H_2O} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{O^{2-}} + \underset{\text{a2}}{H_3O^+}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción del NH_3 como ácido es:

$$\underset{\text{a1}}{NH_3} + \underset{\text{b2}}{H_2O} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{NH_2^-} + \underset{\text{a2}}{H_3O^+}$$

La ecuación química correspondiente a la reacción del HS^- como ácido es:

$$\underset{\text{a1}}{HS^-} + \underset{\text{b2}}{H_2O} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{S^{2-}} + \underset{\text{a2}}{H_3O^+}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.43. ¿Cuál de las siguientes es una especie iónica?
a) Fosfonio
b) Ozono
c) Arsano
d) Metano
e) Borano

(O.Q.L. País Vasco 2017)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El ion fosfonio, PH_4^+, es el ácido conjugado de la base débil PH_3:

$$\underset{\text{ácido 1}}{PH_4^+(aq)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \leftrightarrows \underset{\text{base 1}}{PH_3(aq)} + \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(aq)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.44. El símbolo K_a (HS^-) es la constante de equilibrio para la reacción:
a) $HS^-(aq) + OH^-(aq) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_2O(l)$
b) $HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2S(aq) + OH^-(aq)$
c) $HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$
d) $HS^-(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows H_2S(aq) + H_2O(l)$

(O.Q.L. Asturias 2018)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HS^- como ácido es:

$$\underset{a1}{HS^-} + \underset{b2}{H_2O} \leftrightarrows \underset{b1}{S^{2-}} + \underset{a2}{H_3O^+}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003 y La Rioja 2004).

1.45. Muchas proteínas utilizan cationes metálicos para realizar su función. Una de estas proteínas es la anhidrasa carbónica (también denominada carbonato deshidratasa), que es una enzima que cataliza la interconversión de CO_2 y agua en iones hidrogenocarbonato y oxidanio. Esta enzima utiliza un ion Zn^{2+} para llevar a cabo la reacción. ¿Cuál es el papel del catión?
a) Es un ácido de Lewis.
b) Es una base de Lewis.
c) Aumenta el valor del pK_a de la molécula de agua en el centro activo.
d) El catión sufre una reacción redox.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La configuración electrónica abreviada del Zn ($Z = 30$) es [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$ y si cede los dos electrones del orbital $4s$, este se queda vacío, y se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es [Ar] $3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

De acuerdo con la teoría ácido-base propuesta por Lewis, un ácido es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base, por tanto, el ion Zn^{2+} es un ácido de Lewis.

La respuesta correcta es la **a**.

1.46. En las siguientes ecuaciones, identifique a la especie ácida en el lado izquierdo:
(1) $HClO + H_2O \leftrightarrows ClO^- + H_3O^+$
(2) $OHNH_2 + H_2O \leftrightarrows OHNH_3^+ + OH^-$
(3) $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$
(4) $PO_4^{3-} + H_2PO_4^- \leftrightarrows 2\ HPO_4^{2-}$
a) $HClO, OHNH_2, NH_4^+, PO_4^{3-}$
b) $H_2O, OHNH_2, H_2O, PO_4^{3-}$
c) $HClO, H_2O, NH_4^+, H_2PO_4^-$
d) $H_2O, H_2O, H_2O, PO_4^{3-}$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.

- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La identificación de las especies de cada reacción es:

(1) $\underset{\text{a1}}{\text{HClO}} + \underset{\text{b2}}{\text{H}_2\text{O}} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{\text{ClO}^-} + \underset{\text{a2}}{\text{H}_3\text{O}^+}$

(2) $\underset{\text{b1}}{\text{OHNH}_2} + \underset{\text{a2}}{\text{H}_2\text{O}}(\text{l}) \leftrightarrows \underset{\text{a1}}{\text{OHNH}_3^+} + \underset{\text{b2}}{\text{OH}^-}$

(3) $\underset{\text{a1}}{\text{NH}_4^+} + \underset{\text{b2}}{\text{H}_2\text{O}} \leftrightarrows \underset{\text{b1}}{\text{NH}_3} + \underset{\text{a2}}{\text{H}_3\text{O}^+}$

(4) $\underset{\text{b1}}{\text{PO}_4^{3-}} + \underset{\text{a2}}{\text{H}_2\text{PO}_4^-} \leftrightarrows 2\ \underset{\text{a1/b2}}{\text{HPO}_4^{2-}}$

La respuesta correcta es la **c**.

1.47. La piridina, C_5H_5N, es un compuesto orgánico aromático ampliamente usado como disolvente, que tiene carácter básico y cuya fórmula estructural se muestra. De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted–Lowry, su ácido conjugado es:

a) $C_5H_5NH^+$
b) $C_5H_5N^-$
c) $C_4H_4N_2$
d) $C_5H_5NOH^+$

(O.Q.L. Valencia 2020)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del C_5H_5N como base es:

$$\underset{\text{base 1}}{\text{C}_5\text{H}_5\text{N}}(\text{aq}) + \underset{\text{ácido 2}}{\text{H}_3\text{O}^+}(\text{aq}) \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+}(\text{aq}) + \underset{\text{base 2}}{\text{H}_2\text{O}}(\text{l})$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.48. De las siguientes especies en disolución acuosa:
I. H_3PO_4 II. PO_4^{3-} III. $H_2PO_4^-$
¿cuál de ellas es anfótera?
a) H_3PO_4
b) PO_4^{3-}
c) $H_2PO_4^-$
d) Ninguna

(O.Q.L. Valencia 2020)

Un anfótero es una especie que comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre.

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La única de las especies propuestas que puede cumplir esa condición es el ion dihidrogenofosfato, $H_2PO_4^-$:

- Como ácido: $H_2PO_4^-(\text{aq}) + OH^-(\text{aq}) \leftrightarrows HPO_4^{2-}(\text{aq}) + H_3O^+(\text{aq})$
- Como base: $H_2PO_4^-(\text{aq}) + H_3O^+(\text{aq}) \leftrightarrows H_3PO_4(\text{aq}) + H_2O(\text{l})$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y otras).

1.49. El olor de las axilas está provocado porque las bacterias presentes generan entre otros, el ácido 3-metil-2-hexenoico, a partir del sudor. Por ello podría ser una buena idea utilizar como desodorante:
a) Algún ácido débil, para que desplace el equilibrio químico.
b) Agua de mar, para que se forme una sal con los iones Na^+.
c) Una nanoemulsión bifásica de tamaño de gota mínimo
d) Hidrogenocarbonato de sodio, del que se utiliza contra el ardor de estómago.

(O.Q.L. Murcia 2020)

Según la teoría de Brönsted-Lowry (1923), para eliminar un ácido se le puede neutralizar con una base como el ion hidrogenocarbonato, HCO_3^-, procedente del hidrogenocarbonato de sodio.

$$HCO_3^-(aq) + Na^+(aq) + RCOOH(aq) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + RCOONa(aq) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.50. Observe el siguiente equilibrio e indique la proposición correcta:
$H_2PO_4^- + HCl \leftrightarrows H_3PO_4 + Cl^-$
a) Se trata de un equilibrio redox.
b) Cl^- y $H_2PO_4^-$ actúan como bases de Brönsted y Lowry en el equilibrio propuesto.
c) La especie $H_2PO_4^-$ siempre actúa como base.
d) El ion Cl^- es una especie anfótera.

(O.Q.N. Valencia 2020)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

En la ecuación propuesta, las especies $H_2PO_4^-$ y actúan como bases:

$$\underset{\text{base 1}}{H_2PO_4^-}(aq) + \underset{\text{ácido 2}}{HCl}(aq) \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{H_3PO_4}(aq) + \underset{\text{base 2}}{Cl^-}(aq)$$

La especie $H_2PO_4^-$ es un anfótero, puede comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre.

La respuesta correcta es la **b**.

1.51. Uno de estos compuestos orgánicos forma disoluciones básicas cuando se disuelve en agua:
$H_2PO_4^- + HCl \leftrightarrows H_3PO_4 + Cl^-$
a) $N(CH_3)_3$
b) CH_3COOH
c) CH_3OH
d) CH_3CH_2CHO

(O.Q.N. Valencia 2020)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

De las especies propuestas la única que en disolución acuosa se comporta como base es $N(CH_3)_3$:

$$\underset{\text{base 1}}{N(CH_3)_3}(aq) + \underset{\text{ácido 2}}{H_2O}(l) \leftrightarrows \underset{\text{ácido 1}}{(CH_3)_3NH^+}(aq) + \underset{\text{base 2}}{OH^-}(aq)$$

La respuesta correcta es la **a**.

2. AUTODISOCIACIÓN DEL AGUA Y pH

2.1. A 60 °C el agua destilada tiene pH = 6,51 y, por tanto:
a) La concentración de OH^- no es igual a la de H_3O^+.
b) El valor de K_w es $(10^{-6,51})^2$.
c) La reacción $H_2O \leftrightarrows OH^- + H_3O^+$ es exotérmica.
d) Debe cumplirse la ecuación pH + pOH = 14.
e) Es imposible, el agua neutra debe tener pH = 7.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) Falso. Para el agua se cumple que a cualquier temperatura:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

b) **Verdadero**. Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \quad \rightarrow \quad K_w = [H_3O^+]^2$$

De acuerdo con el concepto de pH, en este caso:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,51}\ M$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio se tiene que:

$$K_w = (10^{-6,51})^2$$

c) Falso. Sabiendo que, $K_w = (10^{-6,51})^2$ a 60 °C y $K_w = 10^{-14}$ a 25 °C, dado que el valor de K_w disminuye al aumentar la temperatura, se concluye que la reacción de autoprotólisis del agua es un proceso endotérmico.

d) Falso. La expresión:

$$pH + pOH = 14$$

se obtiene a partir de:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$$

y ese valor de la constante K_w es válido solo a la temperatura de 25 °C.

e) Falso. De acuerdo con el producto iónico del agua a 60 °C:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 10^{-13,2}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

$$[H_3O^+]^2 = 10^{-13,2} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-6,51}\ M$$

A esta temperatura, el agua neutra tiene un pH:

$$pH = -\log (10^{-6,51}) = 6,51.$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.2. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa respecto del agua:
a) Es una sustancia anfótera.
b) En algunas sales produce hidrólisis.
c) Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.
d) Su pH es 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El equilibrio de ionización del agua es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

El producto iónico del agua a 25 °C, K_w, es:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$$

un valor constante que solo depende de la temperatura. Si cambia la temperatura cambia el valor de dicha constante.

La respuesta correcta es la **c**.

2.3. Una disolución tiene pH = 10,82. La concentración de OH^- de dicha disolución es:
a) $1{,}5\cdot10^{-5}$ M
b) $1{,}5\cdot10^{-11}$ M
c) $6{,}6\cdot10^{-10}$ M
d) $6{,}6\cdot10^{-4}$ M

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$pH + pOH = 14{,}0 \quad \rightarrow \quad pOH = 14{,}0 - 10{,}82 = 3{,}18$$

De acuerdo con el concepto de pOH:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3{,}18}\ M = 6{,}6\cdot10^{-4}\ M$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. Referente al equilibrio de disociación iónica del agua, indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) El agua solo puede actuar como ácido.
b) El agua solo puede actuar como base.
c) El agua solo puede actuar como ácido o como base dependiendo de las sustancias con las que reaccione.
d) Para una disolución de un ácido en agua, la constante del producto iónico del agua, K_w, es igual al cuadrado de la concentración de protones, $K_w = [H_3O^+]^2$.
e) El pH se define como el logaritmo decimal cambiado de signo de la constante del producto iónico del agua, pH = –log K_w.

(O.Q.L. Sevilla 2005)

El equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio, producto iónico del agua, viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

En el equilibrio se cumple que $[H_3O^+] = [OH^-]$ por lo que el agua es una sustancia anfótera, que de acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923), se comporta como ácido o como base dependiendo de cuál sea la sustancia a la que se enfrente.

La respuesta correcta es la **c**.

2.5. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) En el agua en condiciones ideales, se cumple $[H_3O^+] = [OH^-]$.
b) Al aumentar la concentración de H^+ aumenta el pH.
c) Al aumentar la concentración de H^+ aumenta el pOH.
d) La escala de valores de pH hasta 14 no se puede aplicar a todos los disolventes.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

a) Verdadero. Para el agua se cumple que a cualquier temperatura:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

b) **Falso**. El pH se define como:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

por tanto, si el valor de $[H_3O^+]$ aumenta, el pH disminuye.

c) Verdadero. La relación entre pH y pOH viene dada por la expresión:

$$pH + pOH = 14$$

por tanto, si el valor de $[H_3O^+]$ aumenta, el pH disminuye y el pOH aumenta.

d) Verdadero. La escala de pH está relacionada con el valor 14 debido a que el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]$$

y su valor a temperatura de 25 °C es

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$$

Tomando logaritmos y cambiando el signo se obtiene la expresión:

$$pH + pOH = 14$$

En el caso de cualquier otro disolvente diferente al agua, el valor de la constante no sería el mismo y la ecuación obtenida sería distinta.

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. Una disolución con pH = 4 es 100 veces menos ácida que una disolución con pH igual a:
a) 1
b) 2
c) 5
d) 6
e) 7

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

De acuerdo con el concepto de pH, una disolución con pH = 4:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ M$$

Una disolución 100 veces más ácida que la anterior tiene una $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = 100 \cdot 10^{-4}\ M = 10^{-2}\ M$$

El pH de esta disolución es:

$$pH = -\log (10^{-2}) = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. La concentración molar de especie H_3O^+ en una disolución neutra es:
a) 7
b) 10^{-7}
c) 0
d) 10^{7}
e) 10^{-14}

(O.Q.L. Sevilla 2006)

En una disolución neutra se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]$$

y el valor de la constante K_w a la temperatura de 25 °C es de 10^{-14}, por lo que la expresión de la constante de equilibrio, llamada producto iónico del agua, se puede escribir como:

$$[H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 = 10^{-14}$$

por tanto, para cualquier disolución neutra se cumple que:

$$[H_3O^+] = 10^{-7}\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.8. A 50 °C la K_w del agua pura es $5{,}50 \cdot 10^{-14}$. El pH del agua a dicha temperatura será:
a) Ácido
b) Básico
c) Neutro
d) El pH del agua pura es siempre 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El equilibrio de disociación del agua es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de equilibrio 50 °C viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 5{,}50 \cdot 10^{-14}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

la expresión del producto iónico del agua queda como:

$$K_w = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2$$

El valor de las concentraciones iones iónicas es:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{5{,}5 \cdot 10^{-14}} = 2{,}3 \cdot 10^{-7}\ M$$

El pH y pOH del agua a la temperatura de 50 °C son idénticos, por tanto, es neutro y sus valores son:

$$pH = pOH = -\log\ (2{,}3 \cdot 10^{-7}) = 6{,}6$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.9. Una disolución A tiene un pH = 2 y otra disolución B tiene un pH = 5. Con estos datos se puede afirmar que:
a) $[H_3O^+]$ en A es 2/5 veces la de B.
b) $[H_3O^+]$ en B es 1.000 veces la de A.
c) $[OH^-]$ en B es 1.000 veces la de A.
d) $[OH^-]$ en B es 1/1.000 veces la de A.
e) $[H_3O^+]$ en B es 5.000 veces la de A.

(O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Madrid 2012)

Teniendo en cuenta que:

$$pH = -\log\ [H_3O^+] \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$$

▪ Para la disolución A con pH = 2 $\rightarrow$ $\begin{cases}[H_3O^+] = 10^{-2}\ M\\ [OH^-] = 10^{-12}\ M\end{cases}$

▪ Para la disolución B con pH = 5 $\rightarrow$ $\begin{cases}[H_3O^+] = 10^{-5}\ M\\ [OH^-] = 10^{-9}\ M\end{cases}$

La relación entre la $[OH^-]$ de ambas disoluciones es:

$$\frac{[OH^-]_B}{[OH^-]_A} = \frac{10^{-9}}{10^{-12}} = 1.000$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.10. A 50 °C, el $K_w = 2{,}5\cdot10^{-14}$. Si se tiene agua pura a esa temperatura, señale la afirmación falsa:
a) $[H_3O^+] > 10^{-7}$ M
b) $[H_3O^+] = [OH^-]$
c) pH = 6,8
d) pH = 7

(O.Q.L. Asturias 2012)

La ecuación correspondiente al equilibrio de disociación del agua es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_w = [H_3O^+]^2$$

Los valores del pH y $[H_3O^+]$ son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = \sqrt{2{,}5\cdot10^{-14}} = 1{,}6\cdot10^{-7}\ M \qquad \rightarrow \qquad pH = -\log(1{,}6\cdot10^{-7}) = 6{,}8$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

2.11. En una disolución acuosa la concentración de $[OH^-]$ es cien veces superior a la de $[H_3O^+]$. El pH de la disolución es:
a) 2
b) 5
c) 7
d) 8
e) 12

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Para esta disolución se cumple que:

$$[OH^-] = 100\,[H_3O^+]$$

Para cualquier disolución acuosa a 25 °C se cumple que:

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] \cdot (100\ [H_3O^+]) = 10^{-14} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-8}\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log (10^{-8}) = 8$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.12. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) El pH puede tener valores negativos.
b) El pH puede tener valores superiores a 14.
c) El pH de una disolución de un ácido fuerte siempre es menor que el de un ácido débil.
d) En disoluciones acuosas, el pH más el pOH siempre vale 14 a 25 °C.

(O.Q.L. Valencia 2014)

a) Verdadero. Si se trata de una disolución concentrada de un ácido que proporcione un valor de $[H_3O^+]$ que sea superior a 1 M, por ejemplo, 2 M, el valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log (2) = -0{,}3$$

b) Verdadero. La relación entre pH y pOH de una disolución a 25 °C viene dada por la expresión:

$$pH + pOH = 14$$

En el caso de disoluciones muy ácidas como la anterior en la que pH = –1,05, el valor del pOH de la disolución es:

$$pOH = 14 - pH \quad \rightarrow \quad pOH = 14{,}0 - (-1{,}05) = 15{,}1$$

c) **Falso**. Depende de cuáles sean las concentraciones de las disoluciones. Por ejemplo, una disolución 10^{-8} M de un ácido fuerte, como el HCl, tiene un pH ligeramente inferior a 7; mientras que, una disolución 0,1 M de un ácido débil, como el HF ($K_a = 7{,}0 \cdot 10^{-4}$), tiene un pH cercano a 2.

d) Verdadero. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

2.13. Una disolución de una sustancia básica tiene un pH = 8,90. ¿Cuál es la concentración (mol L^{-1}) de OH^-?
a) $1{,}25 \cdot 10^{-9}$
b) $7{,}94 \cdot 10^{-6}$
c) $8{,}9 \cdot 10^{-5}$
d) $6{,}4 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

El valor de $[H_3O^+]$ de una disolución con pH = 8,90 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8{,}90}\ M = 1{,}26 \cdot 10^{-9}\ M$$

El producto iónico del agua a 25 °C es:

$$[H_3O^+]\ [OH^-] = 1{,}00 \cdot 10^{-14}$$

De aquí se puede calcular que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \cdot 10^{-14}}{1{,}26 \cdot 10^{-9}} = 7{,}94 \cdot 10^{-6}\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.14. Si el pH de una disolución neutra es 6,70; la temperatura de trabajo es:

T(°C)	10	25	45	60
K_w	$2{,}92\cdot10^{-15}$	$1{,}00\cdot10^{-14}$	$4{,}01\cdot10^{-14}$	$9{,}61\cdot10^{-14}$

a) 10 °C
b) 25 °C
c) 45 °C
d) 60 °C

(O.Q.L. Asturias 2014)

Para cualquier disolución acuosa, a determinada temperatura, se cumple que:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

En una disolución neutra se cumple que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_w = [H_3O^+]^2$$

Si la disolución tiene pH = 6,70 el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6{,}70}\ M$$

El valor de la constante de equilibrio K_w es:

$$K_w = (10^{-6{,}70})^2 = 4{,}00\cdot10^{-14}$$

Este valor de K_w es a la temperatura de 45 °C.

La respuesta correcta es la **c**.

2.15. El pH de una disolución es 1. Si el pH aumenta a 2, la concentración de iones H_3O^+ con respecto a la primera se hace:
a) Doble
b) Mitad
c) 10 veces mayor
d) 10 veces menor

(O.Q.L. Asturias 2014)

Los valores de $[H_3O^+]$ para una disolución con pH = 1 y otra con pH = 2 son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1}\ M \qquad [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2}\ M$$

La relación que existe entre ambas concentraciones es:

$$\frac{[H_3O^+]_{(pH=1)}}{[H_3O^+]_{(pH=2)}} = \frac{10^{-1}\ M}{10^{-2}\ M} = \frac{1}{10}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.16. El agua destilada en equilibrio con el aire es _____, porque _____. Complete la mejor respuesta.
a) Neutra; $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$
b) Ácida; $CO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3$
c) Básica; $O_2 + H_2O + 4\,e^- \leftrightarrows 4\,OH^-$
d) Ácida; $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$
e) Básica; $Cl^- + H_2O \leftrightarrows HCl + OH^-$

(O.Q.L. Jaén 2017)

El CO_2 contenido en el aire en contacto con el H_2O reacciona de acuerdo con el siguiente equilibrio ácido-base dando lugar a una disolución ácida:

$$CO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3 \leftrightarrows HCO_3^- + H^+$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.17. El pH sanguíneo oscila entre 7,35 y 7,45. La máxima concentración de H_3O^+ en sangre es:
a) $3{,}55\cdot10^{-8}$
b) $4{,}47\cdot10^{-8}$
c) 10^{-7}
d) $1{,}53\cdot10^{-7}$
(Dato. K_w (37 °C = $2{,}37\cdot10^{-14}$).

(O.Q.L. Asturias 2018)

De acuerdo con el concepto de pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

El valor más alto de $[H_3O^+]$ se consigue para el valor de pH más bajo:

$$[H_3O^+] = 10^{-7{,}35}\ M = 4{,}47\cdot10^{-8}\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.18. El producto iónico del agua (K_w) tiene un valor de 10^{-14} $mol^2\ L^{-2}$. Señale, de entre las siguientes afirmaciones, la correcta:
a) El valor se mantiene constante a cualquier temperatura.
b) Las unidades de la constante son mol L^{-1}.
c) Este valor solo es correcto a determinada temperatura.
d) Las unidades de la constante son g L^{-1}.
e) En este caso el pH del agua es 14.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

a) Falso. Para el agua se cumple que a cualquier temperatura:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

b) Falso. El valor del pH de la disolución no está relacionado con el carácter exotérmico o endotérmico de la misma.

Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

y su valor a la temperatura de 25 °C es $K_w = 10^{-14}$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.19. El protón tiene una masa de $1{,}672\cdot10^{-27}$ kg y una carga de $1{,}6023\cdot10^{-19}$ C. En disolución acuosa se encuentra mayoritariamente unido al agua formando el catión H_3O^+.
Considerando esos datos y sus conocimientos de química, determine cuál será la concentración molar de H_3O^+ en agua destilada a 25 °C.
a) $4{,}6\cdot10^{-5}$
b) $2{,}3\cdot10^{-3}$
c) $1{,}0\cdot10^{-7}$
d) $3{,}5\cdot10^{-4}$

(O.Q.L. Madrid 2020)

Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

y ese valor de la constante K_w es válido solo a la temperatura de 25 °C.

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \qquad \rightarrow \qquad K_w = [H_3O^+]^2$$

A 25 °C se tiene que:

$$[H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3. ÁCIDOS Y BASES FUERTES

3.1. El pH de una disolución 0,0500 M de HNO_3 será:
a) 2,69
b) 1,69
c) 1,30
d) 1,00

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988)

El HNO_3 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0{,}0500\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(0{,}0500) = 1{,}30$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.2. El pH de una disolución 10^{-2} M de HNO_3 es 2. ¿Cuál de los siguientes valores corresponde al pH de una disolución 10^{-8} M del mismo ácido?
a) 6,00
b) 6,96
c) 7,00
d) 8,00
e) 7,05

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Valencia 2018)

Si una disolución 10^{-2} M de un ácido tiene un pH = 2 quiere decir que el ácido en cuestión es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado en iones. Por tanto, las ecuaciones químicas correspondientes a las ionizaciones existentes son:

$$HNO_3(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las constantes de equilibrio de ambas reacciones son, respectivamente:

$$K_a = \infty$$

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

El balance de materia correspondiente al HNO_3 es:

$$[HNO_3] = [NO_3^-] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [NO_3^-$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[OH^-] = [H_3O^+] - c$$

Sustituyendo el valor de $[OH^-]$ en la expresión de K_w:

$$K_w = [H_3O^+]\,([H_3O^+] - c)$$

$$1{,}0\cdot10^{-14} = [H_3O^+]\cdot([H_3O^+] - 10^{-8})$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 1{,}05\cdot10^{-7}\ M \qquad \rightarrow \qquad pH = -\log(1{,}05\cdot10^{-7}) = 6{,}98$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.3. El pH de una disolución 10^{-8} M del ácido fuerte HCl es:
a) 6,98
b) 8,00
c) 7,00
d) 1,00
e) 10,00
f) 6,00

(O.Q.L. Asturias 1990) (O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.N. Valencia 2020)

Teniendo en cuenta que el HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado en iones, las ecuaciones químicas correspondientes a las ionizaciones existentes son:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Las constantes de equilibrio de ambas reacciones son, respectivamente:

$$K_a = \infty$$

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

El balance de materia correspondiente al HCl es:

$$[HCl]_0 = [Cl^-] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[OH^-] = [H_3O^+] - c$$

Sustituyendo el valor de $[OH^-]$ en la expresión de K_w:

$$K_w = [H_3O^+]\,([H_3O^+] - c)$$

$$10^{-14} = [H_3O^+]\cdot([H_3O^+] - 10^{-8})$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 1{,}05\cdot10^{-7}\ M \qquad \rightarrow \qquad pH = -\log(1{,}05\cdot10^{-7}) = 6{,}98$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1987 y otras. En la cuestión propuesta en Asturias 2011 se trata de HCl es $2{,}3\cdot10^{-8}$ M; en 2012 no se especifican valores numéricos y en 2020 se pregunta pOH).

3.4. El pH de una disolución 0,012 M de ácido clorhídrico es:
a) 1,2
b) 2,4
c) Ligeramente inferior a 2.
d) Falta un dato.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2016)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0{,}012\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log (0{,}012) = 1{,}9$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2016 se pregunta para ácido nítrico 0,0012 M).

3.5. Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2,17. ¿Entre qué valores estará comprendida la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido?
a) Entre 0,0001 y 0,001
b) Entre 0,001 y 0,01
c) Entre 0,01 y 0,10
d) Entre 0,10 y 1,00

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con el concepto de pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2{,}17}\ M = 6{,}76 \cdot 10^{-3}\ M$$

Para la concentración obtenida se cumple que:

$$0{,}001\ M < 6{,}76 \cdot 10^{-3}\ M < 0{,}01\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.6. ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?
a) Hay especies X^-, H^+ y HX en concentraciones apreciables.
b) Hay HX en mayor proporción que X^- y H^+.
c) La concentración de protones es muy superior a la de aniones.
d) La disociación es total.
e) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Un ácido monoprótico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightarrow X^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

a-b) Falso. Como se encuentra completamente disociado en iones, la concentración de HX es prácticamente nula.

c) Falso. Al tratarse de una disolución ácida diluida es preciso tener en cuenta los protones aportados por el H_2O. No obstante, las concentraciones de protones y aniones son similares.

d) **Verdadero**. Por tratarse de un ácido monoprótico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado.

La respuesta correcta es la **d**.

3.7. ¿Cuántos litros de agua destilada deben añadirse a 1 L de disolución acuosa de HCl con pH = 1 para obtener una disolución con pH = 2?
a) 0,1 L
b) 0,9 L
c) 2 L
d) 9 L
e) 100 L

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Jaén 2017) (O.Q.L. Granada 2018)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

De acuerdo con el concepto de pH, para disoluciones con pH = 1 y 2, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1}\ M \qquad [H_3O^+] = 10^{-2}\ M$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de litros de agua a añadir, y según el concepto de molaridad:

$$10^{-2}\ M = \frac{10^{-1}\ mol}{(1+V)\ L} \qquad \rightarrow \qquad V = 9\ L$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.8. El pH de una disolución $1{,}0\cdot10^{-4}$ molar de ácido sulfúrico es igual a:
a) 7,4
b) 4,0
c) 3,7
d) 10,3

(O.Q.L. Madrid 2004)

El ácido sulfúrico, H_2SO_4, es un ácido diprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

Como la constante K_2 correspondiente a la segunda ionización también es muy grande, sin cometer gran error, se puede hacer la aproximación de que el ácido es fuerte también en esta ionización. Por tanto, considerando 1 L de disolución $1{,}0\cdot10^{-4}$ M:

$$1\ L\ H_2SO_4\ 1{,}0\cdot10^{-4}\ M \cdot \frac{1{,}0\cdot10^{-4}\ mol\ H_2SO_4}{1\ L\ H_2SO_4\ 1{,}0\cdot10^{-4}\ M} \cdot \frac{2\ mol\ H_3O^+}{1\ mol\ H_2SO_4} = 2{,}0\cdot10^{-4}\ mol\ H_3O^+$$

El pH de esta disolución es:

$$pH = -\log(2{,}0\cdot10^{-4}) = 3{,}7$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.9. Un vaso de precipitados contiene 10 mL de HCl 0,10 M. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para obtener una disolución con pH = 2,0?
a) 10 mL
b) 100 mL
c) 1 mL
d) 90 mL

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Málaga 2019)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La cantidad de H_3O^+ contenido en la disolución original son:

$$10\ mL\ HCl\ 0{,}10\ M \cdot \frac{0{,}10\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0{,}10\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ H_3O^+}{1\ mmol\ HCl} = 1{,}0\ mmol\ H_3O^+$$

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución con pH = 2,0 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1{,}0\cdot10^{-2}\ M$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de mL de agua a añadir:

$$1{,}0\cdot10^{-2}\ M = \frac{1{,}0\ mmol\ H_3O^+}{(10+V)\ mL} \qquad \rightarrow \qquad V = 90\ mL$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003 y Asturias 2004).

3.10. ¿Cuál debe ser la concentración de una disolución acuosa de HNO_3 para que la $[OH^-] = 10^{-9}$ M?
a) 10^{-9} M
b) 10^{-5} M
c) 10^{-1} M
d) 10^{-3} M

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L La Rioja 2005)

En toda disolución acuosa a 25 °C se cumple que:

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$$

El valor de $[H_3O^+]$ de la disolución es:

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-9}}{10^{-14}} = 10^{-5}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.11. ¿Cuál es el pH de una disolución de hidróxido de sodio $1{,}0\cdot10^{-8}$ M?
a) 8,00
b) 12,03
c) 7,00
d) 6,00
e) 7,02

(O.Q.L Castilla y León 2005) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2012)

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Por tanto, $[Na^+] = [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-8}$ M.

El H_2O es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del NaOH.

El balance de materia correspondiente al NaOH es:

$$[NaOH]_0 = [Na^+] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[OH^-] = [H_3O^+] + c$$

Sustituyendo el valor de $[OH^-]$ en la expresión de K_w:

$$K_w = [H_3O^+]\,([H_3O^+] + c)$$

$$1{,}0\cdot10^{-14} = [H_3O^+]\cdot([H_3O^+] + 1{,}0\cdot10^{-8})$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 9{,}51\cdot10^{-7}\ \text{M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(9{,}51\cdot10^{-7}) = 7{,}02$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2005 se pregunta el pH aproximado y se dan valores enteros del pH).

3.12. Se dispone de dos disoluciones: 20 cm^3 de HCl 0,30 M y 40 cm^3 de NaOH 0,10 M. El pH de ambas disoluciones es:
a) 2,2 y 13
b) 0,52 y 13
c) 1,2 y 14
d) 0,22 y 14

(O.Q.L. Madrid 2006)

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en iones de acuerdo con la ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia y la condición de electroneutralidad:

$$[H_3O^+] = [Cl^-] = 0{,}30\ M$$

El valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log(0{,}30) = 0{,}52$$

▪ El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia y la condición de electroneutralidad:

$$[Na^+] = [OH^-] = 0{,}10\ M$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}10) = 1{,}0 \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}0 = 13$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.13. La variación de pH que se produce cuando se añade 1 cm^3 de HCl 1 M a 1 L de agua pura es de:
a) 3 unidades
b) 4 unidades
c) 5 unidades
d) 6 unidades

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado según la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Suponiendo que no se produce variación de volumen, la concentración de la disolución es:

$$\frac{1\ cm^3\ HCl\ 1\ M}{1\ L\ agua} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{10^3\ cm^3\ HCl\ 1\ M} \cdot \frac{1\ mol\ H_3O^+}{1\ mol\ HCl} = 0{,}001\ M$$

El pH de esta disolución es:

$$pH = -\log(0{,}001) = 3$$

La variación que experimenta el pH del agua es:

$$\Delta pH = 7 - 3 = 4$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.14. Una disolución de hidróxido de calcio tiene un pH = 13. La concentración de Ca^{2+} es:
a) 0,05 M
b) 0,10 M
c) 0,15 M
d) 0,20 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

El hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Ca(OH)_2(aq) \rightarrow 2\ OH^-(aq) + Ca^{2+}(aq)$$

Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 13 = 1{,}0 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0{,}10\ M$$

De la estequiometría de la sustancia se obtiene que:

$$[Ca^{2+}] = \frac{[OH^-]}{2} = 0{,}050\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.15. En una disolución de HNO_3 de pH = 2,38 la concentración de OH^- en mol por mL será:
a) $4{,}17\cdot10^{-3}$
b) $2{,}40\cdot10^{-12}$
c) $4{,}17\cdot10^{-6}$
d) $2{,}40\cdot10^{-15}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$pH + pOH = 14$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 2{,}38 = 11{,}62 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-11{,}62} = 2{,}40\cdot10^{-12}\ mol\ L^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$2{,}40\cdot10^{-12}\ \frac{mol}{L}\cdot\frac{1\ L}{10^3\ mL} = 2{,}40\cdot10^{-15}\ mol\ mL^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.16. ¿Cuál es el pH de una disolución 0,0250 M de KOH?
a) 1,60
b) 3,69
c) 10,31
d) 12,40

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El KOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia, $[OH^-] = [KOH] = 0{,}0250$ M.

Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}0250) = 1{,}60 \quad \rightarrow \quad pH = 14{,}0 - pOH = 14 - 1{,}60 = 12{,}4$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.17. El óxido de litio cuando reacciona con agua se obtiene un producto que indica que:
a) El óxido de litio tiene carácter básico.
b) El óxido de litio tiene carácter ácido.
c) El óxido de litio no presenta ningún carácter ácido ni básico al reaccionar con agua.
d) El óxido de litio es anfótero.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Se trata de un óxido de un metal alcalino que tiene carácter básico. Esto se pone de manifiesto al reaccionar con agua se forma LiOH, una base fuerte que es capaz de producir iones OH^-:

$$Li_2O(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ LiOH(aq) \rightarrow 2\ Li^+(aq) + 4\ OH^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. El pH de una disolución de sosa cáustica, NaOH, es 13. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 1 L de esta disolución para que su pH sea 12? (Suponga los volúmenes aditivos).
a) 9 L
b) 1 L
c) 10 L
d) 12 L
e) 0,1 L

(O.Q.N. Alicante 2013)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con pH = 13 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0{,}1\ M$$

La cantidad de OH^- contenido en esta disolución es:

$$1\ L\ NaOH\ 0{,}1\ M \cdot \frac{0{,}1\ mol\ NaOH}{1\ L\ NaOH\ 0{,}1\ M} \frac{1\ mol\ OH^-}{1\ mol\ NaOH} = 0{,}1\ mol\ OH^-$$

Análogamente, los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con pH = 12 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12 = 2 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0{,}01\ M$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de litros de agua a añadir a la disolución de pH = 13 es:

$$0{,}01\ M = \frac{0{,}1\ mol\ OH^-}{(1+V)\ L\ disolución} \qquad \rightarrow \qquad V = 9\ L\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.19. Se dispone de 10 mL de disolución acuosa de NaOH con pH = 12. ¿Hasta qué volumen total hay que diluir añadiendo agua destilada para que la disolución final tenga pH = 10?
a) 0,50 L
b) 0,75 L
c) 1,00 L
d) 1,25 L
e) 1,75 L

(O.Q.L. Valencia 2013)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con pH = 12 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12 = 2 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0{,}010\ M$$

La cantidad de iones OH^- contenido en la disolución con pH = 12 es:

$$10\ mL\ NaOH\ 0{,}010\ M \cdot \frac{0{,}010\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}010\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ OH^-}{1\ mmol\ NaOH} = 0{,}10\ mmol\ OH^-$$

Análogamente, Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con pH = 10 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10 = 4{,}0 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ M$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al volumen final de la disolución:

$$1{,}0 \cdot 10^{-4}\ M = \frac{0{,}10\ mmol\ OH^-}{V\ mL\ disolución} \quad \rightarrow \quad V = 1.000\ mL\ disolución$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

3.20. De los siguientes ácidos:
HF(aq) HI(aq) HNO_2(aq)
¿Son todos ácidos débiles?
a) Solo HF(aq)
b) Solo HI(aq)
c) Solo HNO_2(aq)
d) HF(aq) y HNO_2(aq)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

De los ácidos propuestos el único que es fuerte es el HI(aq), el resto son ácidos débiles.

La respuesta correcta es la **d**.

3.21. A temperatura ambiente, se mezclan 100 mL de disolución acuosa de pH = 5,0 con 20 mL de disolución acuosa de ácido nítrico 0,010 M. Para la disolución resultante:
a) El pH será menor que 2.
b) El pH será mayor que 5.
c) El nuevo pH será 2,8.
d) La concentración $[OH^-]$ será mayor que 10^{-7} M.
e) Los datos son insuficientes para calcular el pH resultante.

(O.Q.L. Madrid 2014)

▪ El valor de $[H_3O^+]$ de una disolución con pH = 5,0 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\ M$$

La cantidad de iones H_3O^+ que contiene 100 mL de esa disolución es:

$$100\ mL\ disolución\ ácida\ 1{,}0 \cdot 10^{-5}\ M \cdot \frac{1{,}0 \cdot 10^{-5}\ mmol\ H_3O^+}{1\ mL\ disolución\ ácida\ 1{,}0 \cdot 10^{-5}\ M} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ mmol\ H_3O^+$$

▪ El HNO_3 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La cantidad de iones H_3O^+ contenidos en 20 mL de disolución 0,010 M es:

$$20\ mL\ HNO_3\ 0{,}010\ M \cdot \frac{0{,}010\ mmol\ HNO_3}{1\ mL\ HNO_3\ 0{,}010\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ H_3O^+}{1\ mmol\ HNO_3} = 0{,}20\ mmol\ H_3O^+$$

Considerando volúmenes aditivos, el valor de $[H_3O^+]$ de la disolución resultante es:

$$[H_3O^+] = \frac{(1{,}0\cdot10^{-3} + 0{,}20)\ \text{mmol}\ H_3O^+}{(100 + 20)\ \text{mL disolución}} = 1{,}7\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log\,(1{,}7\cdot10^{-3}) = 2{,}8$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.22. Se dispone de 10 mL de disolución acuosa de NaOH con pH = 12. ¿Cuál será el volumen de agua destilada que se necesitará añadir para que la disolución final tenga pH = 10?
a) 0,50 L
b) 0,75 L
c) 0,99 L
d) 1,75 L

(O.Q.L. Valencia 2014)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

La relación entre pH y pOH de una disolución a 25 °C viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con pH = 12 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2{,}0 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0{,}010\ \text{M}$$

La cantidad de OH^- contenido en la disolución de pH = 12 es:

$$10{,}0\ \text{mL NaOH 0,010 M} \cdot \frac{0{,}010\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,010 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ OH^-}{1\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}10\ \text{mmol}\ OH^-$$

Análogamente, los valores del pOH y de $[OH^-]$ para una disolución con pH = 10 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 10 = 4{,}0 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1{,}0\cdot10^{-4}\ \text{M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al volumen de agua a añadir:

$$1{,}0\cdot10^{-4}\ \text{M} = \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ OH^-}{(10 + V)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} \qquad \rightarrow \qquad V = 0{,}99\ \text{L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

3.23. Se preparan dos disoluciones acuosas, una 0,0550 M de HNO_3 y la otra 0,0250 M de KOH. El pH de cada una de las disoluciones será:
a) El de la primera 1,26 y el de la segunda 1,60.
b) El de la primera 2,52 y el de la segunda 12,4.
c) Las dos tendrán el mismo pH.
d) El de la primera 1,26 y el de la segunda 12,4.
e) El pH de la primera disolución es mayor que el de la segunda.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

▪ El ácido nítrico, HNO_3, es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0{,}0550\ \text{M}$$

$$pH = -\log (0{,}0550) = 1{,}26$$

▪ El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada según la ecuación:

$$KOH(aq) + H_2O(l) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

Los valores de $[OH^-]$, pOH y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$[OH^-] = [KOH] = 0{,}0250\ M$$

$$pOH = -\log (0{,}0250) = 1{,}60 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - pOH = 14{,}0 - 1{,}60 = 12{,}4$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.24. El sodio es un metal que reacciona violentamente con el agua formando hidróxido de sodio y liberando hidrógeno molecular en la reacción. Si se añade 1,0 g de sodio a un bidón que contiene 1.000 m^3 de agua en agitación, el pH de la disolución resultante es:
a) 8,2
b) 6,6
c) 7,1
d) 6,9
e) 7,9

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na y H_2O es:

$$2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + H_2(g)$$

Relacionando Na con NaOH:

$$1{,}0\ g\ Na \cdot \frac{1\ mol\ Na}{23{,}0\ g\ Na} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ mol\ Na} = 0{,}043\ mol\ NaOH$$

La cantidad de agua que se consume en la reacción es despreciable respecto a la cantidad inicial, por lo tanto, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$[NaOH] = \frac{0{,}043\ mol\ NaOH}{1\ 000\ m^3\ disolución} \cdot \frac{1\ m^3\ disolución}{10^3\ L\ disolución} = 4{,}3 \cdot 10^{-8}\ M$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow OH^-(aq) + Na^+(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia:

$$[OH^-] = [NaOH] = 4{,}3 \cdot 10^{-8}\ M$$

Como este valor es menor que el que proporciona el H_2O es preciso tener en cuenta ambos valores. El H_2O es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del NaOH.

El balance de materia correspondiente al NaOH es:

$$[NaOH]_0 = [Na^+] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[OH^-] = [H_3O^+] + c$$

Sustituyendo el valor de $[OH^-]$ en la expresión de K_w:

$$K_w = [H_3O^+]\,([H_3O^+] + c)$$

Sustituyendo se obtiene:

$$1{,}0\cdot10^{-14} = [H_3O^+]\cdot([H_3O^+] + 4{,}3\cdot10^{-8})$$

Se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ de la disolución es:

$$[H_3O^+] = 8{,}1\cdot10^{-8}\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(8{,}1\cdot10^{-8}) = 7{,}1$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

3.25. El pH de una disolución 10^{-6} M de hidróxido de sodio será:
a) pH = 6,0
b) pH = 8,0
c) 7,0 < pH < 8,0
d) 6,0 < pH < 7,0
e) pH = 7,0

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow OH^-(aq) + Na^+(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia:

$$[OH^-] = [NaOH] = 10^{-6}\ M$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(10^{-6}) = 6{,}0 \quad \rightarrow \quad pH = 14 - 6{,}0 = 8{,}0$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.26. Sea una disolución acuosa de HCl 10^{-8} M:
a) Es una disolución básica.
b) Es una disolución neutra.
c) No se puede calcular el pH.
d) Para calcular el pH hay que tener en cuenta la concentración de iones H_3O^+ procedentes de la autoionización del agua.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia:

$$[HCl]_0 = [Cl^-] = [H_3O^+] = 10^{-8}\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(10^{-8}) = 8$$

El valor del pH que se obtiene es absurdo para una disolución de un ácido. Esto quiere decir que como la concentración de la disolución es tan pequeña es necesario tener en cuenta los iones $[H_3O^+]$ procedentes de la autoionización del H_2O.

La respuesta correcta es la **d**.

3.27. ¿Cuál es el pH de una disolución preparada diluyendo 100,0 mL de una disolución 0,0200 M de $Ba(OH)_2$ hasta un volumen final de 250 mL?
a) 12,20
b) 1,80
c) 2,10
d) 11,90

(O.Q.L. Valencia 2016)

La concentración de la disolución después de la dilución es:

$$[Ba(OH)_2] = \frac{100{,}0\ \text{mL}\ Ba(OH)_2\ 0{,}0200\ \text{M}}{250\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}0200\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mL}\ Ba(OH)_2\ 0{,}0200\ \text{M}} = 8{,}00\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Ba(OH)_2(aq) \rightarrow 2\ OH^-(aq) + Ba^{2+}(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia la concentración de iones OH^- de la disolución es:

$$[OH^-] = 2\cdot(8{,}00\cdot10^{-3}\ \text{M}) = 1{,}60\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1{,}60\cdot10^{-2}) = 1{,}80 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14{,}0 - \text{pOH} = 14 - 1{,}80 = 12{,}2$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.28. A 100 mL de una disolución 0,50 M de nitrato de magnesio, se le añaden 50 mL de ácido nítrico 2,0 M, el pH de la disolución resultante y la concentración de nitrato en la disolución serán (suponga los volúmenes aditivos):

pH	[nitrato]
a) 0,2	**1,3 M**
b) 0,9	**2,7 M**
c) 1,5	**0,7 M**
d) 2,1	**2,7 M**

(O.Q.L. Asturias 2016)

▪ El ácido nítrico, HNO_3, es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ El nitrato de magnesio, $Mg(NO_3)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Mg(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2\ NO_3^-(aq) + Mg^{2+}(aq)$$

Considerando volúmenes aditivos, los valores de $[NO_3^-]$ y $[H_3O^+]$ son, respectivamente:

$$[NO_3^-] = \frac{100\ \text{mL}\ Mg(NO_3)_2\ 0{,}50\ \text{M} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mmol}\ Mg(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Mg(NO_3)_2\ 0{,}50\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ NO_3^-}{1\ \text{mmol}\ Mg(NO_3)_2}}{(100+50)\ \text{mL disolución}} +$$

$$+ \frac{50\ \text{mL}\ HNO_3\ 2{,}0\ \text{M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 2{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ NO_3^-}{1\ \text{mmol}\ HNO_3}}{(100+50)\ \text{mL disolución}} = 1{,}3\ \text{M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{50\ \text{mL}\ HNO_3\ 2{,}0\ \text{M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 2{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_3O^+}{1\ \text{mmol}\ HNO_3}}{(100 + 50)\ \text{mL disolución}} = 0{,}67\ \text{M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0{,}67) = 0{,}18$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.29. Se tiene 1 L de disolución de hidróxido de sodio cuyo pH es 13. ¿Cuál será la cantidad (en gramos) de hidróxido de sodio que se ha utilizado en su preparación?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y OH^- de la misma son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1{,}0 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0{,}10\ \text{M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0{,}10\ \text{M}$$

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$1\ \text{L NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 4{,}0\ \text{g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.30. Para preparar 500 mL de una disolución acuosa de pH = 13 es necesario disolver:
a) 2,8 g de KOH
b) 1,8 g de HCl
c) 3,9 g de NaCl
d) 2,8 g de NaOH
e) 0,9 g de LiOH

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y OH^- de la misma son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1{,}0 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0{,}10\ \text{M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0{,}10\ \text{M}$$

a) **Verdadero**. El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

La masa de KOH contenida en la disolución es:

$$500\ \text{mL KOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L KOH}\ 0{,}10\ \text{M}}{10^3\ \text{mL KOH}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol KOH}}{1\ \text{L KOH}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{56{,}1\ \text{g KOH}}{1\ \text{mol KOH}} = 2{,}8\ \text{g KOH}$$

b) Falso. El HCl es un ácido fuerte, por lo tanto, para la disolución obtenida, pH < 7.

c) Falso. El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que al disolverla en agua ninguno de los iones que la forman sufre hidrólisis, por lo tanto, para la disolución obtenida, pH = 7.

d) Falso. El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$500\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 0,10 M}}{10^3\ \text{mL NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 2{,}0\ \text{g NaOH}$$

e) Falso. El hidróxido de litio, LiOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$LiOH(aq) \rightarrow Li^+(aq) + OH^-(aq)$$

La masa de LiOH contenida en la disolución es:

$$500\ \text{mL LiOH 0,10 M} \cdot \frac{1\ \text{L LiOH 0,10 M}}{10^3\ \text{mL LiOH 0,10 M}} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol LiOH}}{1\ \text{L LiOH 0,10 M}} \cdot \frac{24{,}0\ \text{g LiOH}}{1\ \text{mol LiOH}} = 1{,}2\ \text{g LiOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.31. ¿Cuál, de entre los siguientes, será el pH de una disolución de KOH, si se sabe que su densidad es de 1,024 g mL^{-1} y su concentración en masa es del 3,00 %?
a) 13,74
b) 12,58
c) 0,26
d) 4,65
e) 7,00

(O.Q.L. País Vasco 2018)

El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución la concentración de la misma es:

$$\frac{3{,}00\ \text{g KOH}}{100\ \text{g KOH 3,00 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol KOH}}{56{,}1\ \text{g KOH}} \cdot \frac{1{,}024\ \text{g KOH 3,00 \%}}{1\ \text{mL KOH 3,00 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL KOH 3,00 \%}}{1\ \text{L KOH 3,0 \%}} = 0{,}548\ \text{M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[OH^-] = [KOH] = 0{,}548\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}548) = 0{,}262 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 0{,}262 = 13{,}7$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.32. ¿Cuál es el pH de una disolución 0,10 M de HCl en agua?
a) 9,0
b) 7,0
c) 2,0
d) 1,0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en iones de acuerdo con la ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia, $[H_3O^+] = [HCl] = 0{,}010$ M.

El valor del pH es:

$$pH = -\log (0{,}10) = 1{,}0$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.33. Se dispone de disoluciones acuosas de NH_3, NaOH, HCl, HNO_3, todas 10^{-8} M, tendrán un pH > 7:
a) La de NH_3
b) La de NaOH
c) La de NH_3 y la NaOH
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2020)

▪ Los ácidos clorhídrico y nítrico, HCl y HNO_3, respectivamente, son ácidos fuertes, que independientemente de su concentración, se encuentran totalmente ionizados:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, las disoluciones contienen $[H_3O^+]$, por tanto, el pH < 7.

▪ El amoniaco, NH_3, es una base débil, que independientemente de su concentración, se encuentra parcialmente ionizada

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, la disolución contiene OH^-, por tanto, el pH > 7.

▪ El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte, que independientemente de su concentración, se encuentra totalmente ionizada:

$$NaOH(aq) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, la disolución contiene OH^-, por tanto, el pH > 7.

La respuesta correcta es la **c**.

3.34. ¿Cuántos gramos de NaOH deben utilizarse para preparar 500 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 8,1?
a) $2{,}5\cdot10^{-5}$
b) $1{,}6\cdot10^{-7}$
c) $5{,}0\cdot10^{-5}$
d) $4{,}0\cdot10^{-5}$

(O.Q.L. Valencia 2020)

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

El pOH de la disolución propuesta es:

$$pOH = 14 - pH = 14{,}0 - 8{,}1 = 5{,}9$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = 10^{-5{,}9}\ \text{M} = 1{,}3\cdot10^{-6}\ \text{M}$$

La masa de NaOH necesaria para preparar 500 mL de esta disolución es:

$$500\ \text{mL OH}^-\ 1{,}3\cdot10^{-6}\ \text{M} \cdot \frac{1{,}3\cdot10^{-6}\ \text{mmol OH}^-}{1\ \text{mL OH}^-\ 1{,}3\cdot10^{-6}\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol OH}^-} = 6{,}5\cdot10^{-4}\ \text{mmol NaOH}$$

$$6{,}5\cdot10^{-4}\ \text{mmol NaOH}\cdot\frac{40{,}0\ \text{mg NaOH}}{1\ \text{mmol NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{g NaOH}}{10^{3}\ \text{mg NaOH}}=2{,}5\cdot10^{-5}\ \text{g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.35. A 200 mL de disolución acuosa de pH = 6,1 se le añaden 50 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,010 M. Suponiendo que los volúmenes son, para la disolución final se cumple que:
a) pH = 11,2
b) pH = 8,2
c) $[H^+] + [OH^-] = 10^{-14}$
d) No se puede calcular el pH resultante con solo estos datos.

(O.Q.N. Valencia 2020)

▪ Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución original con pH = 6,1 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6{,}1 = 7{,}9 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1{,}3\cdot10^{-8}\ \text{M}$$

La cantidad de OH^- contenido en esta disolución es:

$$200\ \text{mL disolución}\cdot\frac{1{,}3\cdot10^{-8}\ \text{mmol OH}^-}{1\ \text{mL disolución}}=2{,}6\cdot10^{-6}\ \text{mmol OH}^-$$

▪ El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

La cantidad de OH^- contenido en la disolución de NaOH que se añade es:

$$50\ \text{mL NaOH 0,010 M}\cdot\frac{0{,}010\ \text{mmol OH}^-}{1\ \text{mL NaOH 0,010 M}}=0{,}50\ \text{mmol OH}^-$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración de OH^- en la disolución resultante es:

$$[OH^-]=\frac{(0{,}50+2{,}6\cdot10^{-6})\text{mmol OH}^-}{(50+200)\ \text{mL disolución}}=2{,}0\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(2{,}0\cdot10^{-3}) = 2{,}7 \qquad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14{,}0 - 2{,}7 = 11{,}3$$

La respuesta correcta es la **a**.

4. ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

4.1. La constante de disociación de una base débil en agua es $1{,}25\cdot10^{-6}$. ¿Cuál es la concentración de H_3O^+ en una disolución 3,2 M de esa base?
a) $2{,}0\cdot10^{-3}$ M
b) $4{,}0\cdot10^{-6}$ M
c) $1{,}6\cdot10^{-11}$ M
d) $5{,}0\cdot10^{-12}$ M

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988)

Sea una base débil B que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con la ecuación:

$$B(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[BH^+] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [B] = c - [OH^-]$$

siendo c la concentración inicial de B.

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[BH^+]\,[OH^-]}{[B]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}25\cdot10^{-6} = \frac{[OH^-]^2}{3{,}2} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 2{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

Para toda disolución acuosa a 25 °C se cumple que:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-14}$$

El valor de $[H_3O^+]$ para la disolución propuesta es:

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{2{,}0\cdot10^{-3}} = 5{,}0\cdot10^{-12}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.2. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil.
a) HF, HSO_4^-, ácido acético
b) Ácido acético, HSO_4^-, HF
c) HSO_4^-, HF, ácido acético
d) Ácido acético, HF, HSO_4^-
e) HF, ácido acético, HSO_4^-
(Datos. pK_a (ácido acético) = 4,76; pK_a (HSO_4^-) = 1,99; pK_a (HF) = 3,17).

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez, K_a. Cuánto mayor es este valor mayor es la fuerza del ácido.

El pK_a de un ácido se define como:

$$pK_a = -\log K_a$$

Por tanto, un ácido será más fuerte cuanto menor sea el valor de su pK_a.

Los ácidos propuestos ordenados de más fuerte a más débil son:

HSO_4^- (p$K_a = 1{,}99$) > HF (p$K_a = 3{,}17$) > ácido acético (p$K_a = 4{,}76$)

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. El ácido fórmico es un ácido monoprótico. Sabiendo que en una disolución 0,100 M de ácido fórmico, el pH a 25 °C es 2,38; ¿cuál será el valor de la constante K_a a esa temperatura?
a) $1{,}81\cdot10^{-4}$
b) $1{,}84\cdot10^{-5}$
c) $1{,}76\cdot10^{-5}$
d) 0,100

(O.Q.L. Asturias 1993)

El HCOOH es un ácido débil monoprótico que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HCOOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HCOO^-]\,[H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[HCOO^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HCOOH] = c - x$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2{,}38}\ \text{M}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(10^{-2{,}38})^2}{0{,}100 - 10^{-2{,}38}} = 1{,}81\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.4. Dada la siguiente reacción:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Si K_a para el ácido HCN es $4{,}8\cdot10^{-10}$ y $K_w = 1{,}0\cdot10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:
a) $2{,}1\cdot10^{-5}$
b) $2{,}1\cdot10^{11}$
c) $-4{,}8\cdot10^{-10}$
d) $4{,}8\cdot10^{-10}$
e) $2{,}1\cdot10^{-3}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La relación entre las constantes de un ácido o base y su respectivo conjugado viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro es:

$$K_b = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{4{,}8\cdot10^{-10}} = 2{,}1\cdot10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.5. La constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil (K_a) con NaOH es:
a) $1/K_a$
b) K_a
c) $K_a \cdot K_w$
d) K_a/K_w
e) K_w

(O.Q.N. Almería 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre un ácido débil HA y NaOH es:

$$HA(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaA(aq) + H_2O(l)$$

Como NaOH y NaA son electrólitos fuertes, en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones, por lo que la ecuación anterior se puede reescribir como:

$$HA(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow Na^+(aq) + A^-(aq) + H_2O(l)$$

La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[A^-]}{[HA]\,[OH^-]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[H_3O^+]$ queda como:

$$K = \frac{[A^-]}{[HA]\,[OH^-]} \cdot \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{1}{[OH^-]\,[H_3O^+]}$$

La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{K_a}{K_w}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.6. El bromuro de hidrógeno puede obtenerse por:
a) Reacción de KBr con ácido fosfórico concentrado y caliente.
b) Reacción de KBr con ácido nítrico concentrado y caliente.
c) Reacción de KBr con ácido fluorhídrico concentrado y caliente.
d) Electrólisis de una disolución acuosa de NaBr.
e) Hidrólisis de bromato de sodio.

(O.Q.N. Almería 1999)

a) **Verdadero**. Para que se produzca HBr a partir de KBr debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Br^- (base conjugada) del HBr sea lo suficientemente fuerte. El ácido HF es demasiado débil, mientras que el H_3PO_4 no lo es tanto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:

$$KBr(s) + H_3PO_4(aq) \rightarrow HBr(g) + KH_2PO_4(aq)$$

b) Falso. El HNO_3 no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del Br^- a Br_2.

c) Falso. Según se ha justificado en el apartado a).

d) Falso. La electrólisis de KBr(aq) produciría el desprendimiento de H_2 y Br_2.

e) Falso. La hidrólisis del $NaBrO_3$ produce un medio alcalino.

La respuesta correcta es la **a**.

4.7. Si el valor de K_a para el ion HSO_4^- es $1{,}0\cdot10^{-2}$, ¿cuál es el valor de K_b para el ion SO_4^{2-}?
a) $1{,}0\cdot10^{-12}$
b) $1{,}0\cdot10^{-8}$
c) $1{,}0\cdot10^{-2}$
d) $1{,}0\cdot10^{2}$
e) $1{,}0\cdot10^{5}$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004)

La relación entre la constante de fuerza de una base y su ácido conjugado viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de K_b para el ion SO_4^{2-} es:

$$K_b = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}0\cdot10^{-2}} = 1{,}0\cdot10^{-12}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.8. En la reacción en equilibrio:

$$HX(aq) + Y^-(aq) \leftrightarrows HY(aq) + X^-(aq) \qquad K_c >> 1$$

¿Qué se verifica?
a) La acidez de la especie HY >> HX.
b) La basicidad de la especie Y^- >> X^-.
c) La especie X^- es mejor aceptora de un protón que Y^-.
d) La reacción está poco desplazada hacia la derecha.
e) La basicidad de la especie X^- >> Y^-.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Valencia 2013)

a-d) Falso. Si la constante de equilibrio, $K_c >> 1$, quiere decir que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la derecha, es decir, que el ácido HX es más fuerte que el HY.

b) **Verdadero**. La relación entre la constante de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Si K_a (HX) > K_a (HY), entonces se cumple que, K_b (Y^-) > K_b (X^-), es decir, Y^- es más fuerte como base que X^-.

c) Falso. Si el ácido HX es más fuerte que el ácido HY, la base X^- es peor aceptora de protones que la base Y^-.

e) Falso. Según se ha demostrado en la propuesta b.

La respuesta correcta es la **b**.

4.9. Cuando se añade 10^{-3} mol de un ácido fuerte a un litro de agua a 25 °C, cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) La constante de ionización del agua aumenta.
b) Aumenta el grado de ionización del agua.
c) Disminuye el porcentaje de ionización del agua.
d) El porcentaje de ionización del agua no se modifica si no cambia la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2008)

El equilibrio de ionización del agua es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

El producto iónico del agua a 25 °C, K_w, es:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

donde se cumple que $[H_3O^+] = [OH^-] = x$

Sustituyendo en la expresión de K_w se obtiene:

$$K_w = (10^{-3} + x) \cdot x \qquad \text{donde} \qquad (10^{-3} + x) \approx 10^{-3}$$

Como se observa, el valor de x se hace menor, por tanto, el grado de ionización del agua disminuye.

La respuesta correcta es la **c**.

4.10. A la misma temperatura un ácido HX tiene un pK de 4 en el disolvente A y un pK de 2 en el disolvente B. ¿Qué afirmación es cierta?
a) El disolvente A es más básico que el B.
b) El disolvente B es más básico que el A.
c) Los dos disolventes son igualmente básicos.
d) Es imposible ya que el pK de un ácido no depende del disolvente.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Sea un ácido débil, HX, que se encuentra parcialmente disociado en disolventes A y B según las siguientes ecuaciones:

$$HX + A \leftrightarrows X^- + AH^+ \qquad\qquad HX + B \leftrightarrows X^- + BH^+$$

Las respectivas constantes de equilibrio son:

$$K_A = \frac{[X^-]\,[AH^+]}{[HX]\,[A]} \qquad\qquad K_B = \frac{[X^-]\,[BH^+]}{[HX]\,[B]}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene:

$$pK_A = -\log\frac{[X^-]\,[AH^+]}{[HX]\,[A]} = 4 \qquad pK_B = -\log\frac{[X^-]\,[BH^+]}{[HX]\,[B]} = 2$$

Si $pK_B < pK_A$, entonces se cumple que, $K_B > K_A$, lo que indica que el equilibrio con el disolvente B se encuentra más desplazado hacia la derecha que el equilibrio con el disolvente A, es decir, el disolvente B es más básico que el disolvente A.

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. En dos disoluciones de la misma concentración iguales de dos ácidos débiles monopróticos, HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$.
a) El ácido HA es más débil que el ácido HB.
b) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB.
c) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.
d) El valor de la constante de disociación del ácido HA es más menor que valor de la constante de disociación del ácido HB.
e) La fuerza de los ácidos depende de su concentración, por lo que no se puede establecer comparaciones entre ellos cuando están en la misma concentración.

(O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Sevilla 2003)

Los equilibrios correspondientes a la disociación de los ácidos débiles HA y HB son:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad\qquad HB(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows B^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_{a\,(HA)} = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} \qquad\qquad K_{a\,(HB)} = \frac{[B^-]\,[H_3O^+]}{[HB]}$$

En los respectivos equilibrios se cumple que:

$$[A^-] = [H_3O^+] \qquad [B^-] = [H_3O^+] \qquad [HA] = [HB] \approx c$$

Sustituyendo en las expresiones de las constantes se tiene:

$$K_{a\,(HA)} = \frac{[A^-]^2}{c} \qquad K_{a\,(HB)} = \frac{[B^-]^2}{c}$$

Como se sabe que $[A^-] > [B^-]$, entonces se cumple que, $K_{a\,(HA)} > K_{a\,(HB)}$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.12. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA. Si se quiere saber si se trata de un ácido fuerte o débil, bastaría conocer:
a) Su pH y su concentración.
b) Solo su pH.
c) Solo su concentración.
d) Su punto de congelación y la constante crioscópica del agua.
e) Solo se puede saber si se conoce la K_a.

(O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Valencia 2018)

El ácido HA se encuentra disociado en iones según la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[A^-] = [H_3O^+] \qquad [HA] \approx c$$

De la expresión de la constante de acidez y del concepto de pH se obtiene:

$$\left.\begin{array}{l} K_a = \dfrac{[H_3O^+]^2}{c} \\ [H_3O^+] = 10^{-pH} \end{array}\right\} \rightarrow \quad K_a = \frac{10^{-2\,pH}}{c}$$

Como se deduce de la ecuación obtenida, para calcular el valor de K_a, es decir, la fuerza del ácido, es necesario conocer el pH y la concentración de la disolución. Si $K_a >> 1$ se trata un ácido fuerte, en caso contrario, el ácido es débil.

La respuesta correcta es la **a**.

4.13. El ácido acético en amoníaco líquido como disolvente:
a) Es un ácido más débil que el agua.
b) Estará más ionizado que en disolución acuosa.
c) Es igualmente débil, porque el pK de un ácido no depende de la naturaleza del disolvente.
d) Actúa como base.

(O.Q.L. Asturias 2004)

Como el amoníaco es una base más fuerte que el agua, la reacción entre el amoniaco y el ácido acético viene dado por la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(l) + NH_3(l) \rightarrow CH_3COO^-(l) + NH_4^+(l)$$

Como no se trata de un equilibrio, la reacción se encuentra completamente desplazada hacia la derecha y, por tanto, el ácido acético estará más ionizado que en disolución acuosa.

La respuesta correcta es la **b**.

4.14. El ácido hipocloroso, HClO, tiene una constante de ionización de $3{,}2\cdot10^{-8}$. ¿Cuál es el porcentaje de ionización en disoluciones 1,0 M y 0,10 M, respectivamente?
a) 0,018 % y 0,056 %
b) 0,032 % y 0,0032 %
c) 0,56 % y 0,18 %
d) 0,56 % en ambas
e) 0,32 % en ambas

(O.Q.N. Luarca 2005)

El HClO es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:

$$HClO(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows ClO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[ClO^-]\,[H_3O^+]}{[HClO]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[ClO^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad [HClO] = c - x \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

de donde se obtiene que el grado de ionización se puede calcular mediante la expresión:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Sustituyendo se obtiene que el valor de α para cada disolución es:

$$c = 1{,}0\ M \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{3{,}2\cdot10^{-8}}{1{,}0}}\cdot 100 = 0{,}018\ \%$$

$$c = 0{,}10\ M \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{3{,}2\cdot10^{-8}}{0{,}10}}\cdot 100 = 0{,}057\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.15. Un ácido débil monoprótico está ionizado un 1 % a 25 °C. ¿Cuál de los siguientes datos sería necesario conocer además para calcular la constante de ionización del ácido?
a) La conductividad equivalente a dilución infinita.
b) La masa molar del ácido.
c) El pH de la disolución.
d) El producto iónico del agua.

(O.Q.L. Asturias 2005)

Un ácido monoprótico débil, HA, se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

Expresando las concentraciones en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α, en el equilibrio se cumple que:

$$[A^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad \text{y} \qquad [HA] = c\,(1-\alpha) \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

Como se observa, el valor de la constante depende del grado de disociación y de la concentración inicial, y esta se puede calcular a partir de la conductividad equivalente a dilución infinita.

La respuesta correcta es la **a**.

4.16. ¿Cuál será el pH de una disolución acuosa de HF ($K_a = 7{,}2\cdot10^{-4}$) si se disocia un 10 %?
a) pH = 1
b) pH = 10
c) pH = 2
d) pH = 7

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El HF es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[F^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad \text{y} \qquad [HF] = c - c\alpha \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

El valor de c que se obtiene es:

$$c = \frac{K_a}{\alpha^2} = \frac{7{,}2\cdot10^{-4}}{0{,}10^2} = 0{,}072\ \text{M}$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = c\alpha = 0{,}10 \cdot 0{,}072\ \text{M} = 7{,}2\cdot10^{-3}\ \text{M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log\,(7{,}2\cdot10^{-3}) = 2{,}1$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.17. La metilamina, CH_3NH_2, es una base débil con una constante de equilibrio de ionización básica igual a $4{,}4\cdot10^{-4}$. En una disolución 10^{-2} M de metilamina se tiene que:
a) La concentración de iones OH^- es menor que la concentración de H^+.
b) La concentración de iones OH^- es mayor que la concentración de H^+.
c) El pH de la disolución es menor de siete.
d) El pH de la disolución es mayor de siete.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad K_b es:

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+]\,[OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = x \qquad \text{y} \qquad [CH_3NH_2] = c - x$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$4{,}4\cdot10^{-4} = \frac{x^2}{10^{-2} - x} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = x = 1{,}9\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log\,(1{,}9\cdot10^{-3}) = 2{,}7$$

Para cualquier disolución acuosa se cumple que:

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14} \qquad\qquad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aplicado a este caso:

$$[OH^-] > [H_3O^+] \qquad\qquad \text{pH} > 7$$

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

4.18. En disolución acuosa el ácido cianhídrico, HCN, es un ácido débil con $K_a = 4{,}9\cdot10^{-10}$. En una disolución acuosa de HCN 1,0 M se tiene que:
a) La concentración de la base conjugada es mayor que la del ácido sin disociar.
b) La concentración de la base conjugada es menor que la del ácido sin disociar.
c) La disolución tiene carácter básico.
d) El pH tiene un valor de 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El ácido cianhídrico, HCN, se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HCN(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CN^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[CN^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HCN] = 1{,}0 - x$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$4{,}9\cdot10^{-10} = \frac{x^2}{1{,}0 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = 2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

De estos valores se deduce que:

$$\left.\begin{array}{r} [HCN] \approx 1{,}0\ \text{M} \\ [CN^-] = 2{,}21\cdot10^{-5}\ \text{M} \end{array}\right\} \rightarrow \quad [CN^-] \ll [HCN]$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.19. ¿Cuál de las siguientes bases es más fuerte?
a) Amoníaco ($pK_b = 4{,}75$)
b) Metilamina ($pK_b = 3{,}44$)
c) Urea ($pK_b = 13{,}90$)
d) Piridina ($pK_b = 8{,}75$)

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

El pK_b de una base se define como:

$$pK_b = -\log K_b$$

Una base será tanto más fuerte cuanto mayor sea el valor de K_b o menor sea el valor de pK_b.

Las bases propuestas ordenadas de más fuerte a más débil:

Metilamina (3,44) > Amoníaco (4,75) > Piridina (8,75) > Urea (13,90)

La respuesta correcta es la **b**.

4.20. Se puede obtener HCl mediante la siguiente reacción:
a) $NaCl + H_2S$
b) $NaCl + HNO_3$
c) $NaCl + H_3PO_4$
d) $NaCl + HF$
e) Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.

(O.Q.N. Vigo 2006)

a-d) Falso. Para que se produzca HCl a partir de NaCl debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Cl^- (base conjugada) del HCl sea lo suficientemente fuerte. Los ácidos H_2S y HF son demasiado débiles para producir esta reacción de desplazamiento.

b) Falso. El HNO_3 no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del Cl^- a Cl_2.

c) **Verdadero**. El H_3PO_4 tiene la fuerza suficiente para producir la reacción de desplazamiento. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:

$$NaCl(aq) + H_3PO_4(aq) \rightarrow HCl(aq) + NaH_2PO_4(aq)$$

e) Falso. La electrólisis de NaCl(aq) produciría el desprendimiento de H_2 y Cl_2.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

4.21. Dados los equilibrios:

$$HB_1(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows B_1^-(aq) + H_3O^+(aq)$$
$$HB_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows B_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si para una misma concentración de HB_1 y HB_2, la $[B_2^-]$ es mayor que $[B_1^-]$, se puede decir que:
a) El ácido HB_2 es más fuerte que el HB_1.
b) $K_1 = K_2$
c) El ácido HB_2 es más débil que el HB_1.
d) $K_1 > K_2$

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Para un ácido débil la expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[B^-]\,[H_3O^+]}{[HB]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[B^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HB] = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$K_a = \frac{x^2}{c}$$

Si se cumple que:

$$[B_2^-] > [B_1^-] \qquad \text{y} \qquad [HB_2] = [HB_1]$$

Entonces, $K_2 > K_1$, lo que significa que el ácido HB_2 es más fuerte el ácido HB_1.

La respuesta correcta es la **a**.

4.22. En una disolución acuosa $1{,}0\cdot10^{-3}$ M de ácido butírico, $HC_4H_7O_2$, ($pK_a = 4{,}82$) se cumple que:
a) $[H^+] = [C_4H_7O_2^-]$ y $[HC_4H_7O_2] > [C_4H_7O_2^-]$
b) pH = 3
c) $[H^+] = [C_4H_7O_2^-] = 1{,}0\cdot10^{-3}$ M
d) $[HC_4H_7O_2] = [C_4H_7O_2^-]$

(O.Q.L. Asturias 2006)

El ácido butírico es un un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$HC_4H_7O_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_4H_7O_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_4H_7O_2^-]\,[H_3O^+]}{[HC_4H_7O_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[C_4H_7O_2^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HC_4H_7O_2] = c - x$$

El valor de K_a para un ácido cuyo $pK_a = 4{,}82$ es:

$$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-4{,}82} = 1{,}51\cdot10^{-5}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$1{,}51\cdot10^{-5} = \frac{x^2}{1{,}0\cdot10^{-3} - x} \qquad \rightarrow \qquad x = 9{,}94\cdot10^{-6}\ \text{M}$$

La concentración de ácido sin disociar en el equilibrio es:

$$[HC_4H_7O_2] = 1{,}0\cdot10^{-3} - 9{,}94\cdot10^{-6} = 9{,}90\cdot10^{-4}\ \text{M}$$

de donde se deduce que, $[HC_4H_7O_2] > [C_4H_7O_2^-]$.

El valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log(9{,}94\cdot10^{-6}) = 5{,}00$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.23. Entre los siguientes ácidos indique cuál es el más fuerte:
a) HClO
b) $HClO_2$
c) $HClO_3$
d) $HClO_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Madrid 2016)

En los oxoácidos del cloro el átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno formando un enlace O–H muy polar. Conforme aumenta el número de átomos de oxígeno de la molécula más fácil resulta deslocalizar por la estructura la carga negativa que resulta al romperse el enlace citado y liberarse el ion H^+, es decir, más fuerte es el oxoácido, ya que, cuanto más deslocalizada está la carga, el anión formado es más estable en disolución acuosa y, por ello, es más débil como base de Brönsted. Por lo tanto, los ácidos propuestos ordenados por acidez decreciente son:

$$HClO_4\ (\infty) > HClO_3\ (10) > HClO_2\ (1{,}1\cdot10^{-2}) > HClO\ (4{,}0\cdot10^{-8})$$

Los valores que aparecen entre paréntesis son las constantes de acidez, K_a.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2016 se pregunta el más débil).

4.24. Si la K_a de un ácido es 10^{-6}. ¿Qué afirmación será cierta?
a) La K_b de su base conjugada es de 10^{-8}.
b) El pH de una solución 1 M de este ácido será 8.
c) La K_b de su base conjugada es 10^{-6}.
d) El pH de una solución 1 M de este ácido será 3.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) **Verdadero**. La constante de acidez (K_a) de un ácido y la constante de basicidad (K_b) de su base conjugada están relacionadas mediante la expresión $K_w = K_a \cdot K_b$, por lo tanto:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8}$$

b-d) Falso. Para saber el pH de la disolución es necesario, además, conocer su concentración.

c) Falso. Según se ha determinado en el apartado a.

La respuesta correcta es la **a**.

4.25. ¿Qué proposición de las siguientes es cierta?
a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
b) El H_2O como ácido es su propia base conjugada.
c) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.
d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. No se produce ninguna reacción entre un ácido y su base conjugada.

b) Falso. La reacción del H_2O como ácido es:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

c) Falso. En el equilibrio correspondiente entre un ácido débil, como el HF, y su base conjugada F^-:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

la relación existente entre ambas constantes es:

$$K_a\ (HF) \cdot K_b\ (F^-) = K_w$$

Considerando que la constante $K_a\ (HF) = 7{,}1 \cdot 10^{-4}$, el valor de la constante $K_b\ (F^-)$ es:

$$K_b\ (F^-) = \frac{K_w}{K_a\ (HF)} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{7{,}1 \cdot 10^{-4}} = 1{,}4 \cdot 10^{-11}$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada es aún más débil.

d) Falso. En la disociación de un ácido fuerte, como el HCl, en su base conjugada Cl^-:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

la relación existente entre ambas constantes es:

$$K_a\ (HCl) \cdot K_b\ (Cl^-) = K_w$$

Considerando que la constante $K_a\ (HCl) = \infty$, el valor de la constante $K_b\ (Cl^-)$ es:

$$K_b\ (Cl^-) = \frac{K_w}{K_a\ (HCl)} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{\infty} = 0$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada es débil.

Ninguna respuesta es correcta.

4.26. La K_a de un ácido débil vale $2\cdot10^{-5}$. ¿Cuál de los siguientes valores que se dan a continuación es el valor de la K_b de su base conjugada?
a) $3\cdot10^{-7}$
b) $5\cdot10^{-9}$
c) $5\cdot10^{-8}$
d) $1\cdot10^{-14}$
e) $2\cdot10^{-8}$

(O.Q.L. Sevilla 2007)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de K_b es:

$$K_b = \frac{1\cdot10^{-14}}{2\cdot10^{-6}} = 5\cdot10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.27. Una disolución acuosa 0,10 M de metilamina, CH_3NH_2, tiene pH = 11,85. A partir de estos datos se determine que el valor de su constante de basicidad es:
a) $2{,}7\cdot10^{-4}$
b) $5{,}4\cdot10^{-5}$
c) $2\cdot10^{-23}$
d) $5{,}4\cdot10^{-4}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+]\,[OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = x \qquad \text{y} \qquad [CH_3NH_2] = c - x$$

Si para la disolución, pH = 11,85; los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14{,}0 - 11{,}85 = 2{,}15 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2{,}15}\ \text{M}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(10^{-2{,}15})^2}{0{,}10 - 10^{-2{,}15}} = 5{,}4\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.28. El pH de una disolución acuosa $1{,}0\cdot10^{-4}$ M de ácido acético ($K_a = 1{,}76\cdot10^{-5}$), a 25 °C, es igual a:
a) 4,00
b) 4,38
c) 4,47
d) 10,0

(O.Q.L. Asturias 2008)

El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [CH_3COOH] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$1{,}76\cdot10^{-5} = \frac{x^2}{1{,}0\cdot10^{-4} - x} \qquad \rightarrow \qquad x = [H_3O^+] = 3{,}41\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(3{,}41\cdot10^{-5}) = 4{,}47$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.29. ¿Cuál es la base más débil?
a) Etilamina ($K_b = 4{,}3\cdot10^{-4}$)
b) Piridina ($K_b = 1{,}5\cdot10^{-9}$)
c) Anilina ($K_b = 7{,}4\cdot10^{-10}$)
d) Amoníaco ($K_b = 1{,}8\cdot10^{-5}$)

(O.Q.L. Madrid 2008)

La base más débil es la que tiene la constante de basicidad, K_b, más pequeña. De las sustancias propuestas es la anilina ($K_b = 7{,}4\cdot10^{-10}$).

La respuesta correcta es la **c**.

4.30. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:
i) Cuanto mayor sea la concentración inicial de ácido acético, mayor será la concentración de iones acetato en disolución.
ii) El grado de disociación del ácido acético es independiente de la concentración inicial del ácido.
a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [CH_3COOH] = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]^2}{c} \qquad \rightarrow \qquad [CH_3COO^-] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como se observa, si c aumenta, el valor de $[CH_3COO^-]$ aumenta.

ii) Falso. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado y las concentraciones en el equilibrio en función de c (concentración inicial) y de α (grado de disociación) son:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad [CH_3COOH] = c\,(1-\alpha) \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} \qquad \rightarrow \qquad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Como se observa, α depende del valor de c.

La respuesta correcta es la **c**.

4.31. El orden creciente de pH de las disoluciones (todas las concentraciones son 0,1 M) de los compuestos siguientes HCl, H_2SO_4, NaOH, NH_3 y CH_3COOH es:
a) $HCl < H_2SO_4 < NaOH < NH_3 < CH_3COOH$
b) $H_2SO_4 < HCl < CH_3COOH < NH_3 < NaOH$
c) $H_2SO_4 < HCl < CH_3COOH < NaOH < NH_3$
d) $H_2SO_4 < HCl < NH_3 < CH_3COOH < NaOH$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

▪ Los ácidos HCl y H_2SO_4 son fuertes, por lo que se encuentran totalmente ionizados y proporcionan los valores de $[H_3O^+]$ más elevados y sus pH serán los más bajos. A su vez, el H_2SO_4 es un ácido diprótico por lo que, de ambos, su valor de $[H_3O^+]$ será mayor y su pH menor.

▪ El ácido CH_3COOH es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ menor que el de los ácidos fuertes antes citados, y su pH será mayor que el de ambos.

▪ La base NH_3 es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizada y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ menor aún que el del ácido débil CH_3COOH y su pH será mayor que el de los tres ácidos.

▪ La base NaOH es fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ menor aún que la de la base débil NH_3 y su pH será el mayor de todos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:

$$H_2SO_4 < HCl < CH_3COOH < NH_3 < NaOH$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.32. Se prepara una disolución 10^{-2} M con cada uno de los siguientes ácidos débiles: ácido acético ($pK_a = 4{,}75$), ácido bórico ($pK_{a1} = 9{,}23$), ácido benzoico ($pK_a = 4{,}18$), ácido carbónico ($pK_{a1} = 6{,}37$; $pK_{a2} = 10{,}31$), ácido oxálico ($pK_{a1} = 1{,}22$; $pK_{a2} = 4{,}19$) y ácido fosfórico ($pK_{a1} = 2{,}1$; $pK_{a2} = 7{,}2$; $pK_{a3} = 12{,}3$). La disolución con un pH más bajo será la de:
a) Ácido carbónico
b) Ácido oxálico
c) Ácido benzoico
d) Ácido bórico
e) Ácido acético
f) Ácido fosfórico

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. Jaén 2018)

Considerando que en los ácidos dipróticos casi todos los H_3O^+ se liberan en la primera ionización, según la siguiente ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[A^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [HA] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

La concentración de iones H_3O^+ de la disolución es:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1 la ecuación anterior y sustituyendo el valor de $c = 10^{-2}$ M, se obtiene la siguiente expresión:

$$pH = \frac{1}{2} pK_a + 1$$

El pH más bajo (más ácido) corresponde a la disolución del ácido que tenga menor valor de pK_a. En este caso, se trata del ácido oxálico ($pK_{a_1} = 1{,}22$).

La respuesta correcta es la **b**.

4.33. El pH de una disolución $1{,}0\cdot10^{-9}$ M de un ácido débil, cuya $K_a = 1{,}0\cdot10^{-6}$ es:
a) 6
b) 5,6
c) 8
d) Aproximadamente 7

(O.Q.L. Madrid 2009)

Se trata de un ácido débil muy poco concentrado por lo que para el cálculo del pH deben tenerse en cuenta los protones que suministra el agua, por este motivo, el pH debe ser muy cercano e inferior a 7.

La respuesta correcta es la **d**.

4.34. La constante K_a del ácido cianhídrico es $5{,}0\cdot10^{-10}$. ¿Cómo es el pH de una disolución 0,50 M de HCN?
a) Entre 3,5 y 4,5
b) Entre 5,0 y 5,5
c) Entre 9,0 y 9,5
d) Entre 10,5 y 11,0

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

El ácido cianhídrico, HCN, se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HCN(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CN^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[CN^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HCN] = c - x$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$5{,}0\cdot10^{-10} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}50} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 1{,}6\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log (1{,}6\cdot10^{-5}) = 4{,}8$$

Ninguna respuesta es correcta.

4.35. Se disuelve 1,00 g de ácido láctico, $HC_3H_5O_3$, en 100 mL de agua y la disolución resultante tiene un pH = 2,40. El valor de la constante de disociación de dicho ácido es:
a) $4\cdot10^{-3}$
b) $1{,}4\cdot10^{-4}$
c) $1{,}4\cdot10^{-3}$
d) $1{,}6\cdot10^{-6}$

(O.Q.L. Madrid 2010)

Suponiendo que al disolver el ácido láctico no se produce variación de volumen, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{1{,}00\ \text{g}\ HC_3H_5O_3}{100\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HC_3H_5O_3}{90{,}0\ \text{g}\ HC_3H_5O_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}111\ \text{M}$$

Como se trata de un ácido débil monoprótico que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HC_3H_5O_3\ (aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_3H_5O_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-]\,[H_3O^+]}{[HC_3H_5O_3]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HC_3H_5O_3] = c - x$$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2{,}40}\ \text{M}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(10^{-2{,}40})^2}{0{,}111 - 10^{-2{,}40}} = 1{,}5\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1993).

4.36. La acidez de los compuestos binarios covalentes aumenta en el orden:
a) $HF > NH_3 > CH_4 > H_2O$
b) $CH_4 > NH_3 > H_2O > HF$
c) $HF > H_2O > NH_3 > CH_4$
d) $H_2O > HF > NH_3 > CH_4$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La acidez de estos compuestos binarios del hidrógeno estará relacionada con la polaridad del enlace X—H, es decir, con la diferencia de electronegatividad que exista entre los elementos que forman dicho enlace. Cuánto más polar sea este, más fácil será que se ceda el protón, H^+, y mayor carácter ácido tendrá el compuesto.

Compuesto	$\Delta\chi$	Carácter ácido
HF	3,98 – 2,20 = 1,78	máximo
H_2O	3,44 – 2,20 = 1,24	medio
NH_3	3,04 – 2,20 = 0,84	medio
CH_4	2,55 – 2,20 = 0,35	mínimo

El orden decreciente de acidez es:

$$HF > H_2O > NH_3 > CH_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Se pregunta acidez creciente y los símbolos de comparación propuestos corresponden a decreciente).

4.37. Dadas dos disoluciones de dos ácidos de la misma concentración: ácido acético ($K_a = 1{,}8\cdot10^{-5}$) y ácido metanoico ($K_a = 1{,}8\cdot10^{-4}$), la que posee un pH más ácido es:
a) La de ácido acético.
b) Ambas tienen igual pH.
c) La de ácido metanoico.
d) Faltan datos para decidirse.

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Asturias 2020)

Un ácido débil, HA, en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[A^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [HA] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que $[H_3O^+]$ de la disolución es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como para ambos ácidos el valor de c es el mismo, tendrá mayor $[H_3O^+]$, es decir, pH más ácido (menor), aquél que tenga mayor valor de K_a. En este caso, como:

$$K_{a\,(\text{metanoico})} = 1{,}8\cdot10^{-4} > K_{a\,(\text{acético})} = 1{,}8\cdot10^{-5} \quad \rightarrow \quad pH_{(\text{metanoico})} < pH_{(\text{acético})}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2009).

4.38. El pH de una disolución de ácido acético 0,10 M ($K_a = 1{,}8\cdot10^{-5}$) es:
a) 0,1
b) 1,34
c) 2,4
d) 3

(O.Q.L. Asturias 2010)

El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [CH_3COOH] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene el valor de $[H_3O^+]$ de la disolución es:

$$1{,}8\cdot10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}10 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = [H_3O^+] = 1{,}3\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log\left(1{,}8\cdot10^{-5}\right) = 2{,}9$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.39. El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico HA es 4,5. Se puede decir que se trata de un ácido:
a) Muy diluido
b) Orgánico
c) Muy poco soluble en agua
d) Poco disociado
e) Fuerte
f) Débil

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Jaén 2016)

A partir de los datos dados se deduce que se trata de un ácido débil inorgánico u orgánico y, por tanto, poco disociado en iones, ya que, si se tratara de un ácido fuerte, totalmente disociado en iones, una disolución acuosa cuya concentración fuese 0,1 M tendría un pH = 1.

Las respuestas correctas son **d** y **f**.

4.40. El ácido metanoico es un ácido débil cuya constante de acidez vale $1{,}84\cdot10^{-4}$. Si se tienen 500 mL de una disolución acuosa de este ácido en la cual este se encuentra disociado en un 34,0 %, ¿cuál será la concentración inicial del ácido metanoico en la disolución?
a) $2{,}10\cdot10^{-3}$ M
b) $1{,}05\cdot10^{-3}$ M
c) $1{,}50\cdot10^{-3}$ M
d) $2{,}55\cdot10^{-3}$ M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El HCOOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:

$$HCOOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HCOO^-]\,[H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α es:

	HCOOH	$HCOO^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituyendo en esta expresión se obtiene que el valor de la concentración inicial es:

$$1{,}84{\cdot}10^{-4} = c \cdot \frac{1 - 0{,}340}{0{,}340^2} \qquad \rightarrow \qquad c = 1{,}03{\cdot}10^{-3}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.41. ¿Qué ácido tiene la base conjugada más fuerte?
a) Ácido acético ($K_a = 1{,}8{\cdot}10^{-5}$)
b) Ácido fórmico ($K_a = 1{,}8{\cdot}10^{-4}$)
c) Ácido fluorhídrico ($K_a = 6{,}8{\cdot}10^{-4}$)
d) Ácido propanoico ($K_a = 5{,}5{\cdot}10^{-5}$)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

De los ácidos propuestos, tendrá la base conjugada más fuerte el que tenga el menor valor de la constante K_a y, por tanto, mayor valor de la constante K_b. En la siguiente tabla se muestran los valores obtenidos:

Ácido	K_a	K_b
acético	$1{,}8{\cdot}10^{-5}$	$5{,}6{\cdot}10^{-10}$
fórmico	$1{,}8{\cdot}10^{-4}$	$5{,}6{\cdot}10^{-11}$
fluorhídrico	$6{,}8{\cdot}10^{-4}$	$1{,}5{\cdot}10^{-11}$
propanoico	$5{,}5{\cdot}10^{-5}$	$1{,}8{\cdot}10^{-10}$

La respuesta correcta es la **a**.

4.42. El ácido más adecuado para la obtención de bromuro de hidrógeno a partir de NaBr mediante una reacción de desplazamiento ácido base:
a) H_2SO_4
b) HCl
c) HF
d) HNO_3
e) H_3PO_4

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Para que se produzca HBr a partir de NaBr debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Br^- (base conjugada) del HBr tenga la fuerza adecuada para producir la reacción de desplazamiento. Los ácidos H_2SO_4 y HNO_3 se descartan por tratarse de ácidos oxidantes capaces de oxidar el HBr, formado en primera instancia, a Br_2.

El HF es demasiado débil, mientras que el H_3PO_4 no lo es tanto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:

$$NaBr(s) + H_3PO_4(aq) \rightarrow HBr(g) + NaH_2PO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

4.43. Una disolución acuosa 0,010 M de un ácido débil tiene un grado de disociación de 0,25. El pOH es:
a) 2,6
b) 2
c) 11,4
d) 12

(O.Q.L. País Vasco 2012)

El HA es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[A^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad \text{y} \qquad [HA] = c - c\alpha \approx c$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = 0{,}010\ \text{M} \cdot 0{,}25 = 2{,}5\cdot10^{-3}\ \text{M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(2{,}5\cdot10^{-3}) = 2{,}6$$

El valor del pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2{,}6 = 11{,}4$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.44. Si el valor de K_a para el ion HCO_3^- es $4{,}7\cdot10^{-11}$, el valor de K_b para el ion CO_3^{2-} será:
a) $4{,}7\cdot10^{-3}$
b) $2{,}13\cdot10^{-4}$
c) $4{,}7\cdot10^{-11}$
d) $4{,}7\cdot10^{3}$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La relación entre la constante de fuerza de una base y su ácido conjugado viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{4{,}7\cdot10^{-11}} = 2{,}1\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

4.45. El ácido benzoico contenido en algunas frutas es un conservante natural cuya constante de acidez es de $6{,}50\cdot10^{-5}$ y cuya solubilidad en agua es solo 3,42 g L^{-1}. El pH de una disolución saturada de este ácido es:
a) 1,50
b) 2,87
c) 5,50
d) 6,55

(O.Q.L. Asturias 2013)

El ácido benzoico es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]\,[H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[C_6H_5COO^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [C_6H_5COOH] = c - [H_3O^+]$$

La concentración molar de la disolución saturada de ácido benzoico es:

$$c = \frac{3{,}42\ \text{g}\ C_6H_5COOH}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_5COOH}{122\ \text{g}\ C_6H_5COOH} = 0{,}0280\ \text{M}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$6{,}50\cdot10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}0280} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 1{,}35\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log\left(1{,}35\cdot10^{-3}\right) = 2{,}87$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.46. ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido fórmico o metanoico ($K_a = 1{,}8\cdot10^{-4}$) en una disolución 0,10 M?
a) 4,2 %
b) 2,7 %
c) 1,8 %
d) 1,3 %

(O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.N. Valencia 2020)

El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$HCOOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HCOO^-]\,[H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α es:

	HCOOH	$HCOO^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituyendo en esta expresión se obtiene que el valor del grado de ionización es:

$$1{,}8\cdot10^{-4} = \frac{0{,}10\ \alpha^2}{1-\alpha} \qquad \rightarrow \qquad \alpha = 0{,}042 \rightarrow 4{,}2\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.47. Cuantitativamente, la fuerza de los ácidos y las bases se refleja en el valor de las constantes. A partir de los siguientes valores:

K_a (CH_3COOH) = $1{,}8\cdot10^{-5}$; pK_a (HBr) = –5; pK_a (HF) = 3,3; K_a (HCN) = 10^{-10}

el orden de mayor a menor fuerza ácida es:

a) HBr > HF > CH_3COOH > HCN

b) HF > CH_3COOH > HBr > HCN

c) HF > HBr > CH_3COOH > HCN

d) HBr > HF > HCN > CH_3COOH

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez, K_a. Cuánto mayor es este valor mayor es la fuerza del ácido.

El pK_a de un ácido se define como:

$$pK_a = -\log K_a \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a}$$

Aplicado a los ácidos propuestos:

$$K_a\ (HBr) = 10^{5}$$

$$K_a\ (HF) = 10^{-3{,}3}$$

Por tanto, un ácido será más fuerte cuanto menor sea el valor de su pK_a.

Los ácidos propuestos ordenados de más fuerte a más débil son:

$$HBr\ (K_a = 10^{5}) > HF\ (K_a = 10^{-3{,}3}) > CH_3COOH\ (K_a = 1{,}8\cdot10^{-5}) > HCN\ (K_a = 10^{-10})$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

4.48. La constante de acidez del HCO_3^- es $K_a = 4{,}8\cdot10^{-11}$ y la de basicidad del NH_3 es $K_b = 1{,}8\cdot10^{-5}$. Si se disuelve carbonato de amonio en agua la constante del equilibrio que se establece es:

a) $8{,}6\cdot10^{-16}$

b) $2{,}7\cdot10^{-6}$

c) 0,086

d) 11,6

e) $3{,}8\cdot10^{5}$

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El $(NH_4)_2CO_3$ al disolverlo en agua se disocia de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$(NH_4)_2CO_3(s) + H_2O(l) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ NH_4^+(aq)$$

Los iones CO_3^{2-} reaccionan con los iones NH_4^+ de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + NH_4^+(aq) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + NH_3(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción anterior es:

$$K = \frac{[HCO_3^-]\,[NH_3]}{[CO_3^{2-}]\,[NH_4^+]}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disociación del HCO_3^- es:

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de su constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CO_3^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HCO_3^-]}$$

de donde se obtiene que:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HCO_3^-]}{[CO_3^{2-}]}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la ionización del NH_3 es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de su constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

de donde se obtiene que:

$$[OH^-] = K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

Para toda disolución acuosa se cumple que:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

Sustituyendo los valores obtenidos de los equilibrios anteriores:

$$K_w = \left(K_a \frac{[HCO_3^-]}{[CO_3^{2-}]}\right)\left(K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}\right) \quad \rightarrow \quad \frac{K_w}{K_a\,K_b} = \frac{[HCO_3^-]\,[NH_3]}{[CO_3^{2-}]\,[NH_4^+]}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción propuesta es:

$$K = \frac{K_w}{K_a\,K_b} = \frac{10^{-14}}{(4{,}8\cdot10^{-11})\cdot(1{,}8\cdot10^{-5})} = 11{,}6$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.49. Analizando los valores de la tabla se deduce que:

Base	**Anilina**	**Amoniaco**	**Metilamina**
Fórmula	$C_6H_5NH_2$	NH_3	CH_3NH_2
K_b	$10^{-9,37}$	$10^{-4,74}$	$10^{-3,43}$

a) La base más débil es la metilamina.
b) En disolución acuosa, a igual concentración de base, tendrá un pH mayor la disolución de amoniaco.
c) La sustancia con mayor grado de disociación es la anilina.
d) Si se compara la acidez relativa de los ácidos conjugados, la especie más ácida es $C_6H_5NH_3^+$.

(O.Q.L. Asturias 2014)

Para cualquier pareja de ácido y base conjugado se cumple que:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Los valores de K_a para los ácidos conjugados de las especies propuestas se muestran en la siguiente tabla:

Especie	$C_6H_5NH_2$	NH_3	CH_3NH_2
K_b	$10^{-9,37}$	$10^{-4,74}$	$10^{-3,43}$
Ácido conjugado	$C_6H_5NH_3^+$	NH_4^+	$CH_3NH_3^+$
K_a	$10^{-4,63}$	$10^{-9,26}$	$10^{-10,57}$

a) Falso. La base más débil es la anilina ya que es la que tiene menor K_b.

b-c) Falso. A igual concentración, el mayor pH y el mayor grado de disociación lo tiene la base más fuerte, es decir, la que tiene mayor K_b, en este caso, metilamina.

d) **Verdadero**. La base más débil es la anilina ya que es la que tiene menor K_b, por tanto, su ácido conjugado, $C_6H_5NH_3^+$, que tiene mayor K_a, es la especie más ácida.

La respuesta correcta es la **d**.

4.50. La constante de basicidad, pK_b, de las siguientes especies químicas se muestra en la tabla:

S^{2-}	CO_3^{2-}	NH_3	N_2H_4
2,0	3,7	4,7	6,0

¿Qué especie química tiene su ácido conjugado con mayor carácter ácido?
a) Amoniaco
b) Ion sulfuro
c) Hidracina
d) Ion carbonato
e) Ninguna

(O.Q.L. Madrid 2014)

Para cualquier pareja de ácido y base conjugado se cumple que:

$$pK_a + pK_b = pK_w$$

Los valores de pK_a para los ácidos conjugados de las especies propuestas se muestran en la siguiente tabla:

Especie	S^{2-}	CO_3^{2-}	NH_3	N_2H_4
pK_b	2,0	3,7	4,7	6,0
Ácido conjugado	HS^-	HCO_3^-	NH_4^+	$N_2H_5^+$
pK_a	12,0	10,3	9,3	8,0

La base más débil es la hidracina ya que es la que tiene mayor pK_b, por tanto, su ácido conjugado, el ion hidracinio que tiene menor pK_a es el de mayor carácter ácido.

La respuesta correcta es la **c**.

4.51. Uno de estos compuestos orgánicos forma disoluciones básicas cuando se disuelve en agua:
a) CH_3NH_2
b) CH_3COOH
c) CH_4
d) $CH_3CH_2OCH_2CH_3$
e) CH_3CH_2CHO

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las aminas, como el CH_3NH_2, son bases débiles que en disolución acuosa se encuentran parcialmente ionizadas de acuerdo con la ecuación:

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **a**.

4.52. Una disolución de un ácido débil monoprótico de concentración 0,200 M tiene un pH de 3,50. ¿Cuál es el valor de la constante de disociación de este ácido, K_a?
a) $1{,}58\cdot10^{-3}$
b) $1{,}00\cdot10^{-7}$
c) $5{,}00\cdot10^{-7}$
d) $1{,}80\cdot10^{-5}$
e) $1{,}58\cdot10^{-4}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

Como se trata de un ácido débil monoprótico que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene pH =3,50 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,50}\ M$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[A^-] = [H_3O^+] = 10^{-3,50}\ M \qquad y \qquad [HA] \approx 0,200\ M$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(10^{-3,50})^2}{0,200} = 5,00{\cdot}10^{-7}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2010).

4.53. Un ácido débil monoprótico de concentración 0,100 M se disocia en 3,0 %. La constante de disociación, K_a, es:
a) $9,3{\cdot}10^{-5}$
b) $9,3{\cdot}10^{-6}$
c) $5,4{\cdot}10^{-6}$
d) $1,1{\cdot}10^{-6}$
e) $3,6{\cdot}10^{-5}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

Un ácido débil, HA, en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial y del grado de disociación es:

	HA	A^-	H_3O^+
$c_{inicial}$	c	—	—
$c_{transformado}$	$c\alpha$	—	—
$c_{formado}$	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{equilibrio}$	$c\,(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,100 \cdot (0,03)^2}{1-0,03} = 9,3{\cdot}10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.54. Si el pH de una disolución 0,15 M de HF(aq) es 2,02; el pH de una disolución 0,0015 M del mismo ácido será:
a) 1,14
b) 2,14
c) 3,14
d) 4,14

(O.Q.L. Asturias 2015)

El ácido fluorhídrico, HF, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[F^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HF] = c - x$$

El valor de $[H_3O^+]$ de una disolución que tiene pH = 2,02 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,02}\ M$$

Sustituyendo estos valores se obtiene que el valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(10^{-2,02})^2}{0,15 - 10^{-2,02}} = 6,5\cdot10^{-4}$$

Conocido el valor de la constante de acidez se pueden calcular $[H_3O^+]$ y el pH para una disolución del mismo ácido con otra concentración diferente:

$$6,5\cdot10^{-4} = \frac{x^2}{0,0015 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = [H_3O^+] = 7,1\cdot10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log(7,1\cdot10^{-4}) = 3,14$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.55. Calcule la constante de equilibrio para la reacción:

$$HF(aq) + NH_3(aq) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + F^-(aq)$$

conociendo las constantes para los equilibrios que se citan:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + F^-(aq) \qquad K_a = 6,9\cdot10^{-4}$$
$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \qquad K_b = 1,8\cdot10^{-5}$$
$$2\,H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \qquad K_w = 1,0\cdot10^{-14}$$

a) $1,2\cdot10^{-8}$
b) $1,2\cdot10^{6}$
c) $8,1\cdot10^{7}$
d) $3,8\cdot10^{15}$

(O.Q.L. Asturias 2015)

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción problema es:

$$K = \frac{[NH_4^+]\,[F^-]}{[HF]\,[NH_3]}$$

▪ La expresión de la constante de acidez correspondiente a la disociación del HF es:

$$K_a = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]}$$

▪ La expresión de la constante de basicidad correspondiente a la ionización del NH_3 es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

▪ La expresión de la constante de equilibrio correspondiente a la ionización del H_2O es:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

Combinando las diferentes constantes de equilibrio se obtiene:

$$K = \frac{K_a\,K_b}{K_w} = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]} \cdot \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} \cdot \frac{1}{[H_3O^+]\,[OH^-]}$$

Simplificando se llega a la expresión buscada:

$$K = \frac{K_a\,K_b}{K_w} = \frac{[NH_4^+]\,[F^-]}{[HF]\,[NH_3]}$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{(6{,}9\cdot10^{-4}) \cdot (1{,}8\cdot10^{-5})}{10^{-14}} = 1{,}2\cdot10^{6}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.56. El ácido metanoico, HCO_2H, es un ácido monoprótico débil en disolución acuosa. Se prepara una disolución de este ácido disolviendo 1,00 mol del ácido en agua suficiente hasta un volumen de 1,00 L, ¿cuál de las siguientes especies está en gran concentración:
a) H_3O^+
b) OH^-
c) HCO_2^-
d) HCO_2H

(O.Q.L. Asturias 2015)

El ácido metanoico en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$HCO_2H(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_3O^+] = [HCO_2^-] = x \qquad \text{y} \qquad [HCO_2H] = c - x$$

Por tratarse de un ácido débil, se encuentra poco ionizado, es decir, x es muy pequeño, por lo tanto, se puede realizar la siguiente aproximación sin cometer gran error:

$$[HCO_2H] = c - x \approx c$$

De acuerdo con esto, la especie con mayor concentración en la disolución es HCO_2H.

La respuesta correcta es la **d**.

4.57. Una disolución 0,10 M de ácido acético tiene un pH de 2,88. ¿Cuál es el porcentaje de disociación del ácido?
a) 1,3 %
b) 50 %
c) 7,5 %
d) 28,8 %
e) No se puede saber, se necesita el dato del pK_a.

(O.Q.L. Madrid 2015)

El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El valor de $[H_3O^+]$ de una disolución que tiene pH = 2,88 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,88}\ M = 1,32\cdot10^{-3}\ M$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = x = 1,32\cdot10^{-3}\ M \qquad y \qquad [CH_3COOH] \approx c = 0,10\ M$$

El grado de disociación se define como:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{x}{c}$$

El valor del grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{1,32\cdot10^{-3}}{0,10} = 1,3\cdot10^{-2} \rightarrow 1,3\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.58. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de amoniaco ($K_b = 1,8\cdot10^{-5}$) es de 11,13. La molaridad de la disolución será:
a) 1,1
b) 0,10
c) 0,25
d) 1,5
e) 2,0

(O.Q.L. País Vasco 2016)

El NH_3 es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[NH_4^+] = [OH^-] \qquad [NH_3] = c - [OH^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3.

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

Si para la disolución, pH = 11,13; los valores del pOH y $[OH^-]$ de la misma son, respectivamente:

$$pOH = 14,0 - 11,13 = 2,87 \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 1,35\cdot10^{-3}\ M$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de la concentración inicial es:

$$1,8\cdot10^{-5} = \frac{(1,35\cdot10^{-3})^2}{c - 1,35\cdot10^{-3}} \rightarrow c = 0,10\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.59. La adición de un ácido fuerte a una disolución acuosa de un ácido débil:
a) Favorece la disociación del ácido débil.
b) Disminuye la disociación del ácido débil.
c) No afecta en absoluto.
d) Aumenta el pH.

(O.Q.L. Jaén 2016)

El equilibrio correspondiente a la disociación de un ácido débil HA es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si se añade un ácido fuerte, aumenta la cantidad de H_3O^+ en el equilibrio y, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los H_3O^+ añadidos, en este caso, hacia los reactivos, lo que provoca que disminuya la disociación del ácido débil.

La respuesta correcta es la **b**.

4.60. El amoniaco es un gas de olor irritante que encuentra en múltiples aplicaciones en el ámbito doméstico, industrial y los laboratorios. En una disolución 0,1 M de amoniaco:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

a) La adición de un ácido aumenta la constante de basicidad del amoniaco.
b) La adición de hidróxido de sodio reduce la concentración de iones amonio.
c) La adición de una base fuerte aumenta la disociación del amoniaco.
d) La adición de un ácido aumenta la concentración de iones OH^- debido a la mayor disociación del amoniaco.

(O.Q.L. Jaén 2016)

a) Falso. El valor de la constante de basicidad del amoniaco solo depende de la temperatura.

b) **Verdadero**. Si se añade NaOH, una base fuerte, aumenta la cantidad de OH^- en el equilibrio y, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los OH^- añadidos reaccionando con los iones amonio, reduciendo su concentración y desplazando el equilibrio hacia los reactivos.

c) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. La adición de un ácido produce un aumento de la cantidad de H_3O^+ que se neutralizan con los iones OH^- procedentes del amoniaco, lo que provoca que disminuya la cantidad de estos en el equilibrio

La respuesta correcta es la **b**.

4.61. Indique cuál es el pH de una disolución acuosa 2,60 M de hidracina, N_2H_4, sabiendo que su constante $K_b = 1{,}30 \cdot 10^{-6}$.
a) 11,27
b) 0,17
c) 2,73
d) 13,83

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La hidracina, N_2H_4, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con la ecuación:

$$N_2H_4(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows N_2H_5^+(aq) + OH^-(aq)$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[N_2H_5^+] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [N_2H_4] = c - [OH^-]$$

siendo c la concentración inicial de N_2H_4.

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[N_2H_5^+]\,[OH^-]}{[N_2H_4]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}30\cdot10^{-6} = \frac{[OH^-]^2}{2{,}60} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}84\cdot10^{-3}\ M$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(1{,}84\cdot10^{-3}) = 2{,}73 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 2{,}73 = 11{,}3$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.62. El ácido nitroso, HNO_2, tiene una $K_a = 4{,}5\cdot10^{-4}$. De las siguientes descripciones del sistema, ¿cuál es la que mejor describe las especies presentes en una disolución acuosa 0,1 M de ácido nitroso?
a) El $HNO_2(aq)$ es la especie predominante, y en mucha menor cantidad también existen $H^+(aq)$ y $NO_2^-(aq)$.
b) Solo los $H^+(aq)$ y $NO_2^-(aq)$ están presentes en cantidades apreciables.
c) El $HNO_2(aq)$, los $H^+(aq)$ y los $NO_2^-(aq)$ están todos ellos presentes en cantidades comparables.
d) Los $H^+(aq)$ y $NO_2^-(aq)$ son las especies predominantes, y en mucha menor cantidad también existe el $HNO_2(aq)$.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con el valor de K_a, el ácido nitroso es un un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$HNO_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[NO_2^-]\,[H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[NO_2^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HNO_2] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$4{,}5\cdot10^{-4} = \frac{x^2}{0{,}10 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = 6{,}5\cdot10^{-3}\ M$$

La concentración de ácido sin disociar en el equilibrio es:

$$[HNO_2] = 0{,}10 - (6{,}5\cdot10^{-3}) \approx 0{,}10\ M$$

de donde se deduce que $[HNO_2] >> [NO_2^-] = [H_3O^+]$.

La respuesta correcta es la **a**.

4.63. El primer paso del metabolismo del etanol para los seres humanos es su oxidación en el estómago por una enzima denominada alcohol deshidrogenasa (ADH). ¿Cuál de los siguientes es el producto mayoritario de la reacción enzimática sabiendo que el pK_a de la sustancia producto se encuentra en torno a un valor de 16?
a) C_2H_6
b) CH_3COOH
c) CH_3CHO
d) C_2H_4

(O.Q.L. Madrid 2017)

Dos de las sustancias propuestas, C_2H_6 y C_2H_4, no son productos de oxidación del etanol, sino todo lo contrario, son productos de reducción.

El ácido acético, CH_3COOH, y el acetaldehído, CH_3CHO, son productos resultantes de la oxidación del etanol, pero el ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil con un pK_a mucho más bajo que el propuesto (4,8 según la bibliografía) por tanto, la sustancia que se forma en dicha reacción enzimática es acetaldehído, CH_3CHO.

La respuesta correcta es la **c**.

4.64. ¿Cuál debe ser la concentración inicial en agua (mol L^{-1}) de un ácido HA que producirá una disolución con un pH igual al pK_a del ácido en el equilibrio?
a) K_a
b) 2 K_a
c) $1/K_a$
d) $(K_a)^{½}$
(Nota. pK_a = –log K_a).

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de disolución un ácido débil HA es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[H_3O^+] = [A^-] \qquad \text{y} \qquad [HA] = c - [H_3O^+]$$

Sustituyendo, la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c - [H_3O^+]}$$

Si para la disolución se cumple que, pH = pK_a:

$$-\log [H_3O^+] = -\log K_a \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = K_a$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que:

$$K_a = \frac{{K_a}^2}{c - K_a} \qquad \rightarrow \qquad c = 2\,K_a$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.65. El grado de ionización de un electrolito débil (α) se define como la fracción de moléculas de dicho electrolito que se disocian en sus iones.
Para el caso del ácido acético, ácido monoprótico débil, ¿en qué caso será mayor el grado de ionización en disolución acuosa?
a) Ácido acético glacial (prácticamente puro)
b) Ácido acético 2,0 M
c) Ácido acético 0,5 M
d) Ácido acético 0,01 M

(O.Q.L. Madrid 2017) (O.Q.L. Jaén 2019)

El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de c (concentración inicial) y de α (grado de disociación) son:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = c\alpha \qquad [CH_3COOH] = c\,(1-\alpha) \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Como se observa, α aumenta conforme disminuye c, por tanto, la disolución 0,01 M es la que presenta mayor grado de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

4.66. En el fluido intracelular a un pH = 7,4 la concentración total de fosfatos es 20 mM (milimolar). Las concentraciones de los iones son:
a) $[H_2PO_4^-] = 4{,}0$ mM $\quad [HPO_4^{2-}] = 16$ mM
b) $[H_2PO_4^-] = 3{,}0$ mM $\quad [HPO_4^{2-}] = 17$ mM
c) $[H_2PO_4^-] = 15$ mM $\quad [HPO_4^{2-}] = 5{,}0$ mM
d) $[H_2PO_4^-] = 16$ mM $\quad [HPO_4^{2-}] = 4{,}0$ mM
(Dato. K_a $(H_2PO_4^-) = 1{,}58\cdot10^{-7}$).

(O.Q.L. Galicia 2017)

El HPO_4^{2-} es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HPO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = [H_3O^+]\,\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Si para la disolución, pH = 7,4; el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-\mathrm{pH}} = 3{,}98\cdot10^{-8}\ \mathrm{M}$$

Si se cumple que:

$$[HPO_4^{2-}] + [H_2PO_4^-] = 20\ \mathrm{mM}$$

Llamando $x = [HPO_4^{2-}]$ y sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$1{,}58\cdot10^{-7} = \frac{x}{20-x}\cdot(3{,}98\cdot10^{-8}) \quad \rightarrow \quad x = 16\ \mathrm{mM}$$

Las concentraciones de los iones fosfato son, respectivamente:

$[HPO_4^{2-}] = 16$ mM $\quad [H_2PO_4^-] = 4{,}0$ mM

La respuesta correcta es la **a**.

4.67. La azetidina, C_3H_7N, es una sustancia monobásica con una $K_a = 5{,}10\cdot10^{-12}$. Al disolver 0,570 g de azetidina en 100 mL de agua el pH de la disolución resultante será:
a) 2,7
b) 6,1
c) 11,3
d) 12,1

(O.Q.L. Asturias 2017)

La azetidina, C_3H_7N, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada según la ecuación:

$$C_3H_7N(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_3H_7N^+(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad de la azetidina es:

$$K_b = \frac{[C_3H_7N^+]\,[OH^-]}{[C_3H_7N]} \qquad \text{donde} \qquad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}00\cdot10^{-14}}{5{,}10\cdot10^{-12}} = 1{,}96\cdot10^{-3}$$

Considerando que al disolver la azetidina en agua no se produce variación apreciable de volumen la concentración de la disolución resultante es:

$$c = \frac{0{,}570\text{ g } C_3H_7N}{100\text{ mL disolución}} \cdot \frac{1\text{ mol } C_3H_7N}{57{,}0\text{ g } C_3H_7N} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}100\text{ M}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[C_3H_7N^+] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [C_3H_7N] = c - [OH^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}96\cdot10^{-3} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}100 - [OH^-]} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}31\cdot10^{-2}\text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(1{,}31\cdot10^{-2}) = 1{,}90 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 1{,}90 = 12{,}1$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.68. El pH para una disolución acuosa 0,50 M de etilamina, $CH_3CH_2NH_2$, es 12,17. El valor de su constante de basicidad, K_b, es:
a) $4{,}5\cdot10^{-5}$
b) $4{,}5\cdot10^{-4}$
c) $2{,}9\cdot10^{-2}$
d) $2{,}2\cdot10^{-10}$

(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2018)

La etilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3CH_2NH_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3CH_2NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[CH_3CH_2NH_3^+]\,[OH^-]}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[CH_3CH_2NH_3^+] = [OH^-] = x \qquad \text{y} \qquad [CH_3CH_2NH_2] = c - x$$

Si para la disolución, pH = 12,17; los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$pOH = 14{,}0 - 12{,}17 = 1{,}83 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1{,}83}\text{ M}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-1{,}83})^2}{0{,}50 - 10^{-1{,}83}} = 4{,}5\cdot10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2008).

4.69. Las siguientes reacciones tienen constante de equilibrio mayores que 1. Indique cuál es el ácido más fuerte:

$$H_3PO_4 + HCO_3^- \leftrightarrows H_2PO_4^- + H_2CO_3$$

$$H_3O^+ + H_2PO_4^- \leftrightarrows H_2O + H_3PO_4$$

a) H_3O^+
b) H_2CO_3
c) H_3PO_4
d) $H_2PO_4^-$
e) HCO_3^-

(O.Q.L. Jaén 2017)

Las expresiones de las constantes de equilibrio de ambas reacciones son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[H_2CO_3]\,[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4][HCO_3^-]} = \frac{K_{a\,(H_3PO_4)}}{K_{a\,(H_2CO_3)}} > 1$$

$$K_2 = \frac{[H_3PO_4]}{[H_3O^+][H_2PO_4^-]} = \frac{K_{a\,(H_3O^+)}}{K_{a\,(H_3PO_4)}} > 1$$

Del valor de ambas constantes se deduce que:

$$K_{a\,(H_3O^+)} > K_{a\,(H_3PO_4)} > K_{a\,(H_2CO_3)}$$

por tanto, el ácido más fuerte es H_3O^+.

La respuesta correcta es la **a**.

4.70. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El ácido conjugado de una base débil es un ácido débil.
b) Una disolución de un ácido fuerte es necesariamente concentrada.
c) Un ácido débil en disolución está parcialmente disociado.
d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base débil.

(O.Q.L. La Rioja 2018)

a-d) Verdadero. Según la teoría de Brönsted (1923), el ácido conjugado de una base débil es un ácido aún más débil que la base de la procede, y la base conjugada un ácido fuerte es más débil que el ácido del que procede; y la relación entre las constantes de ambas especies viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

b) **Falso**. La concentración de un ácido hace referencia a la cantidad de moles de este que contiene la disolución, mientras que, la fuerza hace referencia a cuántas moléculas del mismo se encuentran ionizadas.

c) Verdadero. La característica de un ácido débil es que no todas sus moléculas se encuentran disociadas en iones, por lo que presenta disociación parcial.

La respuesta correcta es la **b**.

4.71. Calcule la concentración de iones oxidanio en una disolución 0,12 M de ácido nitroso, HNO_2, ($K_a = 7{,}1\cdot10^{-4}$).
a) $9{,}2\cdot10^{-3}$ **M**
b) 0,027 M
c) 0,076 M
d) $4{,}5\cdot10^{-3}$ **M**

(O.Q.L. La Rioja 2019)

El ácido nitroso es un un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$HNO_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[NO_2^-]\,[H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[NO_2^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HNO_2] = c - x$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a:

$$7{,}1\cdot10^{-4} = \frac{x^2}{0{,}12} \qquad \rightarrow \qquad x = 9{,}2\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

La concentración de oxidanio en el equilibrio es:

$$x = [H_3O^+] = 9{,}2\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.72. Cuanto mayor es la constante de acidez (K_a) de un ácido:
a) Menos disociado está el ácido y, por tanto, es un ácido más fuerte.
b) Más disociado está el ácido y, por tanto, es un ácido más fuerte.
c) Menos disociado está el ácido y, por tanto, es un ácido más débil.
d) Más disociado está el ácido y, por tanto, es un ácido más débil.
e) Más disociado está el ácido y, por tanto, produce un menor aumento de la concentración de H_3O^+.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El equilibrio correspondiente a una disociación de un ácido HA es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

Cuanto mayor sea el valor de la constante, más disociado en iones se encuentra y más fuerte es el ácido.

La respuesta correcta es la **b**.

4.73. Una disolución acuosa de amoniaco 0,100 M tiene un pH de 11,11. Calcule el grado de disociación del amoniaco.
a) 0,0063
b) 0,0077
c) 0,0129
d) 0,129
e) 0,386

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El NH_3 es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[NH_4^+] = [OH^-] \qquad [NH_3] = c - [OH^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3.

Si para la disolución, pH = 11,13; los valores del pOH y $[OH^-]$ de la misma son, respectivamente:

$$pOH = 14{,}0 - 11{,}13 = 2{,}89 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}29\cdot10^{-3}\ M$$

El grado de disociación del amoniaco es:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[NH_3]_0} = \frac{1{,}29\cdot10^{-3}}{0{,}100} = 0{,}129$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.74. La niacina es el ácido nicotínico, $HC_6H_4O_2N$, es una vitamina del grupo B que se puede considerar como ácido monoprótico. Sabiendo que una disolución 0,0200 M de dicha sustancia tiene un pH de 3,25; indique la constante de disociación, K_a, de la niacina:
a) $1{,}63\cdot10^{-5}$
b) $2{,}73\cdot10^{-4}$
c) $3{,}51\cdot10^{-6}$
d) $8{,}72\cdot10^{4}$

(O.Q.L. Galicia 2019)

Se trata de un ácido débil monoprótico que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HC_6H_4O_2N(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NC_6H_4O_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[NC_6H_4O_2^-]\,[H_3O^+]}{[HC_6H_4O_2N]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[NC_6H_4O_2^-] = [H_3O^+] = x \qquad \text{y} \qquad [HC_6H_4O_2N] = c - x$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}25}\ M$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(10^{-3{,}25})^2}{0{,}0200 - 10^{-3{,}25}} = 1{,}63\cdot10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2010 y otras).

4.75. Si a una disolución acuosa de ácido metanoico K_a (HCOOH) = 1,7 se añaden unas gotas de disolución acuosa de amoniaco se puede señalar que la afirmación falsa será:
a) El pH aumenta.
b) El grado de disociación del ácido aumenta.
c) La constante de acidez del ácido metanoico disminuye.
d) La acidez de la disolución disminuye.

(O.Q.L. Asturias 2019)

a) Verdadero. Si a una disolución ácida (HCOOH) se le añade una pequeña cantidad de base (NH_3), los OH^- aportados por la base neutralizan H_3O^+ del ácido y el pH de la disolución resultante aumenta.

b) Verdadero. La expresión de la constante de acidez de un ácido monoprótico en función del grado de disociación y la concentración inicial de la disolución es:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Al neutralizarse algo de ácido, disminuye la concentración de la disolución, *c*, por tanto, el grado de disociación, α, debe aumentar para que se mantenga el valor de la constante de acidez.

c) **Falso**. La constante de acidez solo varía al cambiar la temperatura.

d) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

4.76. Calcule la concentración inicial de un ácido monoprótico HA, cuya $K_a = 2{,}0\cdot10^{-4}$ sabiendo que su grado de disociación es del 7,0 %.
a) 0,038 M
b) 0,0028 M
c) 3,7 M
d) 1,2 M

(O.Q.L. Asturias 2019)

Un ácido débil, HA, en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial y del grado de disociación es:

	HA	A^-	H_3O^+
$c_{inicial}$	c	—	—
$c_{transformado}$	$c\alpha$	—	—
$c_{formado}$	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{equilibrio}$	$c\,(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene:

$$2{,}0\cdot10^{-4} = \frac{c\,(0{,}070)^2}{1-0{,}070} \quad \rightarrow \quad c = 0{,}038\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.77. Considere los siguientes ácidos y sus constantes de acidez:

$HClO_4$	HF	HClO	NH_4^+
ácido fuerte	$K_a = 7{,}0\cdot10^{-4}$	$K_a = 3{,}2\cdot10^{-8}$	$K_a = 5{,}6\cdot10^{-10}$

Las constantes de fuerza de sus respectivas bases conjugadas, dispuestas en orden creciente son:
a) $K_b\,(ClO_4^-) < K_b\,(F^-) < K_b\,(ClO^-) < K_b\,(NH_3)$
b) $K_b\,(ClO^-) < K_b\,(F^-) < K_b\,(ClO_4^-) < K_b\,(NH_3)$
c) $K_b\,(NH_3) < K_b\,(F^-) < K_b\,(ClO^-) < K_b\,(ClO_4^-)$
d) $K_b\,(ClO_4^-) < K_b\,(NH_3) < K_b\,(F^-) < K_b\,(ClO^-)$

(O.Q.L. Valencia 2019)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

De los ácidos propuestos, tendrá la base conjugada más fuerte el que tenga el menor valor de la constante K_a y, por tanto, mayor valor de la constante K_b. En la siguiente tabla se muestran los valores obtenidos:

Ácido	K_a	Base	K_b
$HClO_4$	∞	ClO_4^-	0
HF	$7{,}0\cdot10^{-4}$	F^-	$1{,}4\cdot10^{-11}$
HClO	$3{,}2\cdot10^{-8}$	ClO^-	$3{,}1\cdot10^{-7}$
NH_4^+	$5{,}6\cdot10^{-10}$	NH_3	$1{,}8\cdot10^{-5}$

Las constantes de las bases conjugadas dispuestas en orden creciente son:

$$K_b\ (ClO_4^-) < K_b\ (F^-) < K_b\ (ClO^-) < K_b\ (NH_3)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2011).

4.78. El vinagre contiene un 5,50 % en masa de ácido acético. Asumiendo que la densidad del vinagre es la misma que la del agua (1,00 g mL^{-1} a 25 °C), el pH del vinagre típico será:
a) 13,0
b) 3,90
c) 2,39
d) 1,39
(Dato. K_a (CH_3COOH) = $1{,}75\cdot10^{-5}$).

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución la concentración molar de CH_3COOH en el vinagre es:

$$c = \frac{5{,}50\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g vinagre}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g vinagre}}{1\ \text{mL vinagre}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL vinagre}}{1\ \text{L vinagre}} = 0{,}917\ \text{M}$$

El ácido acético es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [CH_3COOH] = c - [H_3O^+]$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c - [H_3O^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ de la disolución es:

$$1{,}75\cdot10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}917} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 4{,}01\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log (4{,}01\cdot 10^{-3}) = 2{,}40$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.79. Una disolución 0,0010 M de una base débil BOH esta ionizada en un 12 %, la constante de basicidad es:
a) 10^{-3}
b) $1{,}3\cdot 10^{-2}$
c) $1{,}36\cdot 10^{-4}$
d) $1{,}6\cdot 10^{-5}$

(O.Q.L. Asturias 2020)

El equilibrio correspondiente a una disociación de la base débil BOH es:

$$\text{BOH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{BOH}_2^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_\text{b} = \frac{[\text{BOH}_2^+]\,[\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{BOH}_2^+] = [\text{OH}^-] \qquad \text{y} \qquad [\text{BOH}] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_\text{b} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Si la base se encuentra disociada un 12 %:

$$[\text{OH}^-] = [\text{BOH}_2^+] = 0{,}12 \cdot (0{,}0010\ \text{M}) = 1{,}2\cdot 10^{-4}\ \text{M}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_\text{b} = \frac{(1{,}2\cdot 10^{-4})^2}{0{,}0010 - 1{,}2\cdot 10^{-4}} = 1{,}6\cdot 10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.80. Al mezclar volúmenes iguales de una disolución de un ácido fuerte y otra de un ácido débil, ambas con las mismas concentraciones, se obtiene:
a) La sal correspondiente y agua.
b) Una disolución más ácida que la del ácido fuerte.
c) Una disolución menos ácida que la del ácido fuerte.
d) Una disolución igual de ácida que la del ácido fuerte.

(O.Q.L. Valencia 2020)

Un ácido débil se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{A}^-\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$$

Un ácido fuerte se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{A}^-\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$$

Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de idéntica concentración de ambos ácidos se produce un desplamiento del equilibrio correspondiente al ácido débil.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se añade H_3O^+ a la disolución, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el H_3O^+ añadido, es decir, hacia la formación de HA. Esto provoca que descienda la cantidad de H_3O^+ en el equilibrio y se obtenga una disolución menos ácida que las que se han mezclado.

La respuesta correcta es la **c**.

5. ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

5.1. ¿Qué ocurrirá si aumenta el pH de una disolución acuosa saturada de H_2S?
a) Aumentará la $[H_2S]$.
b) Aumentarán la $[H_2S]$ y $[S^{2-}]$.
c) Disminuirá $[H_2S]$ y aumentará $[S^{2-}]$.
d) Aumentará $[H_3O^+]$.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El H_2S es un ácido diprótico débil que se encuentra parcialmente disociado según las siguientes ecuaciones:

$$H_2S(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La ecuación global del proceso es:

$$H_2S(aq) + 2\,H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + 2\,H_3O^+(aq)$$

La constante de equilibrio del proceso es:

$$K_a = \frac{[S^{2-}]\,[H_3O^+]^2}{[H_2S]}$$

Si el pH de la disolución aumenta, $[H_3O^+]$ disminuye, y como se trata de una disolución saturada de H_2S el valor de $[H_2S]$ debe disminuir y el de $[S^{2-}]$ aumentar para así que se mantenga el valor de la constante K_a.

La respuesta correcta es la **c**.

5.2. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) En las disoluciones ácidas el pH < 7.
b) En las disoluciones básicas el pOH < 7.
c) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.
d) Los ácidos polipróticos débiles ceden a la vez todos los protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a-b) Verdadero. Las disoluciones ácidas tienen pH < 7 y las básicas, pOH < 7.

c) Verdadero. Los ácidos orgánicos contienen en su estructura el grupo carboxilo, –COOH, unido a una cadena carbonada y la fuerza del ácido depende de la atracción de los electrones del grupo hidroxilo, O—H, por el resto de la cadena. Teniendo en cuenta que los elementos carbono e hidrógeno son poco electronegativos, no favorecen la mayor polarización de dicho enlace con la consiguiente liberación del ion H_3O^+, por tanto, los ácidos orgánicos son débiles.

d) **Falso**. Los ácidos polipróticos débiles, como por ejemplo el H_2CO_3, liberan los protones por etapas de acuerdo con los siguientes equilibrios y constantes de acidez:

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad K_{a_1} = \frac{[HCO_3^-]\,[H_3O^+]}{[H_2CO_3]}$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq) \qquad K_{a_2} = \frac{[CO_3^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HCO_3^-]}$$

donde se cumple que $K_{a_1} >> K_{a_2}$.

La respuesta falsa es la **d**.

5.3. El aminoácido glicina (H_2NCH_2COOH) en disolución acuosa se disocia según las siguientes reacciones:

$$H_3N^+CH_2COOH + H_2O \leftrightarrows H_3N^+CH_2COO^- + H_3O^+ \qquad pK_1 = 2{,}35$$
$$H_3N^+CH_2COO^- + H_2O \leftrightarrows H_2NCH_2COO^- + H_3O^+ \qquad pK_2 = 9{,}78$$

¿Cuál es el pH isoeléctrico de la disolución, es decir, cuando el número de moléculas de glicina cargadas positivamente se iguala al de moléculas de glicina cargadas negativamente?

a) 1,17
b) 4,89
c) 9,78
d) 7,01
e) 6,06

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La expresión de la constante de equilibrio de la primera reacción es:

$$K_1 = \frac{[H_3N^+CH_2COO^-]\,[H_3O^+]}{[H_3N^+CH_2COOH]}$$

de donde se obtiene que:

$$[H_3N^+CH_2COOH] = \frac{[H_3N^+CH_2COO^-]\,[H_3O^+]}{K_1}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la segunda reacción es:

$$K_2 = \frac{[H_2NCH_2COO^-]\,[H_3O^+]}{[H_3N^+CH_2COO^-]}$$

de donde se obtiene que:

$$[H_2NCH_2COO^-] = \frac{[H_3N^+CH_2COO^-]}{[H_3O^+]} \cdot K_2$$

Como en el punto isoeléctrico se cumple que:

$$[H_2NCH_2COO^-] = [H_3N^+CH_2COO^-]$$

se obtiene:

$$\frac{[H_3N^+CH_2COO^-]\,[H_3O^+]}{K_1} = \frac{[H_3N^+CH_2COO^-]}{[H_3O^+]} \cdot K_2$$

Simplificando queda:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_1 \cdot K_2}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1, se obtiene que el pH del punto isoeléctrico es:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2) = \frac{1}{2}(2{,}35 + 9{,}78) = 6{,}06$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.4. Calcule el pH de una disolución de H_3PO_4 0,020 M, sabiendo que $K_1 = 7{,}5\cdot10^{-3}$ y $K_2 = 6{,}2\cdot10^{-8}$:

a) 3,50
b) 2,35
c) 2,04
d) 0,96
e) 4,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Se trata de un ácido poliprótico en el que se cumple que $K_1 >> K_2$, por lo que se puede aproximar, sin cometer gran error, que prácticamente todos los protones se liberan en la primera ionización.

La ecuación química correspondiente a la primera ionización del H_3PO_4 es:

$$H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2PO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	H_3O^+
$c_{inicial}$	0,020	—	—
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$0,020 - x$	x	x

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_1 = \frac{[H_2PO_4^-]\,[H_3O^+]}{[H_3PO_4]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$7{,}5\cdot10^{-3} = \frac{x^2}{0{,}020 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = 9{,}1\cdot10^{-3}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(9{,}1\cdot10^{-3}) = 2{,}0$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.5. Calcule el pH de una disolución de ácido sulfúrico 0,100 M ($K_{a_2} = 1{,}26\cdot10^{-2}$).
a) 0,73
b) 1,02
c) 1,20
d) 0,96
e) 1,90

(O.Q.N. Castellón 2008)

El ácido sulfúrico es un ácido diprótico que se comporta como ácido fuerte en la primera ionización y como débil en la segunda. Resolviendo el problema por medio de equilibrios y balances:

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ Balance de materia:

$$[H_2SO_4] = [HSO_4^-]$$

▪ Balance de cargas:

$$[H_3O^+] = [HSO_4^-] \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = [H_2SO_4]$$

Al tratarse de un ácido fuerte y concentrado, se desprecia la ionización del agua.

El HSO_4^- sufre una segunda ionización como ácido débil según la ecuación:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

cuya constante de acidez viene dada por la expresión:

$$K_{a_2} = \frac{[SO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HSO_4^-]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio para una disolución de H_2SO_4 0,100 M es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
$c_{inicial}$	0,100	—	0,100
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$0,100 - x$	x	$0,100 + x$

Sustituyendo en los valores de la tabla en la expresión de K_{a_2}:

$$1,26{\cdot}10^{-2} = \frac{x \cdot (0,100 + x)}{(0,100 - x)} \qquad \rightarrow \qquad x = 1,03{\cdot}10^{-2}\ \text{M}$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = (0,100 + 1,03{\cdot}10^{-2})\ \text{M} = 0,110\ \text{M} \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = -\log(0,110) = 0,959$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.6. Sabiendo que:

$$H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrows H_2PO_4^- + H_3O^+ \qquad K_{a_1} = 10^{-2}$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+ \qquad K_{a_2} = 10^{-6,9}$$
$$HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrows PO_4^{3-} + H_3O^+ \qquad K_{a_3} = 10^{-11,7}$$

La constante de equilibrio de la reacción:

$$HPO_4^{2-} + H_3O^+ \leftrightarrows H_2PO_4^- + H_2O$$

es:

a) $10^{-6,9}$
b) $10^{6,9}$
c) $10^{4,8}$
d) $10^{-8,9}$
e) $10^{-11,7}$

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{a_1} = \frac{[H_2PO_4^-]\,[H_3O^+]}{[H_3PO_4]} = 10^{-2}$$

$$K_{a_2} = \frac{[HPO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = 10^{-6,9}$$

$$K_{a_3} = \frac{[PO_4^{3-}]\,[H_3O^+]}{[HPO_4^{2-}]} = 10^{-11,7}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción problema es:

$$K = \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]\,[H_3O^+]} = \frac{1}{K_{a_2}} = 10^{6,9}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.7. En una disolución 0,75 M de H_2SO_4 ($K_2 = 1,0{\cdot}10^{-2}$), ¿cuál de las siguientes especies tendrá mayor concentración:

a) SO_4^{2-}
b) H_2SO_4
c) HSO_4^-
d) Las tres tendrán la misma concentración.
e) Faltan datos para saberlo.

(O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.L. Sevilla 2018)

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado según la ecuación:

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Aplicando balances:

▪ Balance de materia:

$$[H_2SO_4] = [HSO_4^-]$$

▪ Balance de cargas:

$$[H_3O^+] = [HSO_4^-] \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = [H_2SO_4]$$

El HSO_4^- formado sufre una segunda ionización como ácido débil según la ecuación:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

cuya constante de acidez viene dada por la expresión:

$$K_{a_2} = \frac{[SO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HSO_4^-]}$$

Para una disolución de H_2SO_4 0,75 M, la tabla de concentraciones es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
$c_{inicial}$	0,75	—	0,75
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$0,75 - x$	x	$0,75 + x$

Sustituyendo los valores de la tabla en la expresión de K_{a_2}:

$$1,0{\cdot}10^{-2} = \frac{x \cdot (0,75 + x)}{0,75 - x} \qquad \rightarrow \qquad x = 5,4{\cdot}10^{-2}\ \text{M}$$

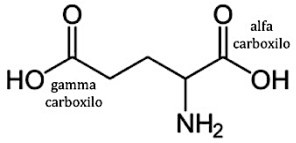
Los valores de $[HSO_4^-]$ y $[SO_4^{2-}]$ en el equilibrio son, respectivamente:

$$[HSO_4^-] = (0,75 - x) = 0,70\ \text{M} \qquad [SO_4^{2-}] = 5,4{\cdot}10^{-2}\ \text{M}$$

De las especies propuestas, la que tiene mayor concentración en la disolución es HSO_4^-.

La respuesta correcta es la **c**.

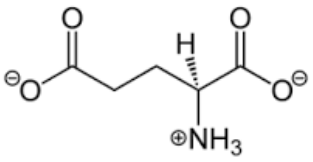
5.8. Considere el ácido glutámico, cuya fórmula es:



Los pK_a de este aminoácido son 1,9; 3,1 y 10,5 para sus grupos α-carboxilo, γ-carboxilo y amino, respectivamente. A pH = 7, ¿cuál será el estado de los grupos carboxilo y amino?
a) Los dos carboxilos desprotonados ($-COO^-$) y el amino protonado (NH_3^+).
b) El α-carboxilo desprotonado y el amino y el γ-carboxilo protonados.
c) Todos desprotonados.
d) Todos protonados.
e) El γ-carboxilo desprotonado y el amino y el α-carboxilo protonados.

(O.Q.L. Madrid 2015)

Atendiendo a los valores del pK_a, cuando el pH = 7, el ácido glutámico debe tener la estructura en la que se comporte como ácido lo más débil posible. Por este motivo, ambos grupos carboxilo deben estar desprotonados y el grupo amino debe encontrarse protonado. Presenta la siguiente estructura:



La respuesta correcta es la **a**.

5.9. La alanina, $NH_2CH(CH_3)CO_2H$, tiene una $K_a = 4{,}5\cdot10^{-3}$ y $K_b = 7{,}4\cdot10^{-5}$. ¿Qué especie se encuentra en mayor concentración a un pH de 7,00 en H_2O?
a) $NH_2CH(CH_3)CO_2H$
b) $^+NH_3CH(CH_3)CO_2H$
c) $NH_2CH(CH_3)CO_2^-$
d) $^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de ionización de la alanina son:

$$^+NH_3CH(CH_3)CO_2H(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows {}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_2CH(CH_3)CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Las expresiones de las respectivas constantes de equilibrio son:

$$K_{a_1} = \frac{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]\,[H_3O^+]}{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2H]} = 4{,}5\cdot10^{-3} \qquad [1]$$

$$K_{a_2} = \frac{[NH_2CH(CH_3)CO_2^-]\,[H_3O^+]}{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{7{,}4\cdot10^{-5}} = 1{,}4\cdot10^{-10} \qquad [2]$$

Realizando un balance de materia se puede escribir:

$$[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2H] + [NH_2CH(CH_3)CO_2^-] + [{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-] = 100 \qquad [3]$$

De la ecuación [1] se obtiene:

$$[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2H] = \frac{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]\,[H_3O^+]}{K_{a_1}}$$

De la ecuación [2] se obtiene:

$$[NH_2CH(CH_3)CO_2^-] = \frac{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]}{[H_3O^+]}\cdot K_{a_2}$$

Sustituyendo estas ecuaciones en la ecuación [3] se obtiene:

$$\frac{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]\,[H_3O^+]}{K_{a_1}} + \frac{[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]}{[H_3O^+]}\cdot K_{a_2} + [{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-] = 100$$

El porcentaje molar del "zwitterion" es:

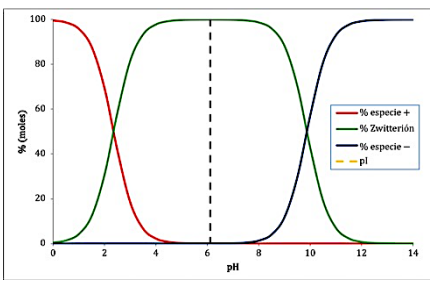
$$[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-] = \frac{100}{\dfrac{[H_3O^+]}{K_{a_1}} + \dfrac{K_{a_2}}{[H_3O^+]} + 1}$$

Si pH = 7,0; entonces $[H_3O^+] = 1{,}0\cdot10^{-7}$ M, y el valor de $[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-]$ es:

$$[{}^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-] = \frac{100}{\dfrac{1{,}0\cdot10^{-7}}{4{,}5\cdot10^{-3}} + \dfrac{1{,}4\cdot10^{-10}}{1{,}0\cdot10^{-7}} + 1} = 99{,}9\ \%$$

La especie que presenta mayor concentración a pH = 7 es el "zwitterion", $^+NH_3CH(CH_3)CO_2^-$.

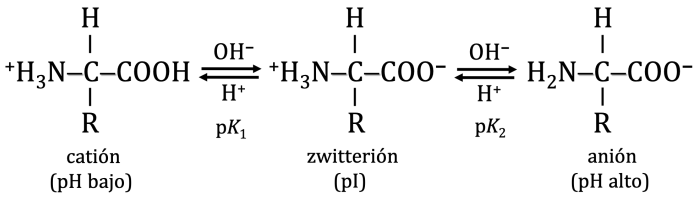
La gráfica correspondiente a la representación del porcentaje de cada especie frente al pH confirma el resultado obtenido.
La respuesta correcta es la **d**.



5.10. Se conoce un número inmenso de aminoácidos (compuestos orgánicos que contienen un grupo amino y un grupo carboxilo). Pero solo 22 de ellos, que además son alfa-aminoácidos (los grupos amino y ácido se unen al mismo carbono de la cadena), forman parte de las proteínas. En una disolución acuosa cuyo pH sea inferior al pK_a del grupo carboxilo, ¿bajo que forma o especie se encontrará presente un aminoácido?
a) Existirá como anión.
b) Existirá como catión.
c) Existirá como zwitterión (globalmente neutro, pero con cargas eléctricas opuestas deslocalizadas sobre átomos diferentes).
d) Existirá como especie neutra sin cargas opuestas separadas.

(O.Q.N. Santander 2019)

El equilibrio correspondiente a la ionización del aminoácido es:



Cuando pH < pK_1, predomina el catión, la especie en la que tanto el grupo amino como el carboxilo se encuentran protonados.

La respuesta correcta es la **b**.

5.11. Una disolución acuosa contiene H_2S 0,10 M y HCl 0,20 M. Si las constantes de los equilibrios de disociación para la formación de iones HS^- y S^{2-} son $1{,}0\cdot10^{-7}$ y $1{,}2\cdot10^{-13}$, respectivamente, entonces la concentración (M) de S^{2-} en dicha disolución acuosa será:
a) $3{,}0\cdot10^{-20}$
b) $6{,}0\cdot10^{-21}$
c) $5{,}0\cdot10^{-19}$
d) $5{,}0\cdot10^{-8}$

(O.Q.N. Santander 2019)

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Haciendo un balance de materia se tiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0{,}20 \text{ mol dm}^{-3}$$

El H_2S un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$H_2S(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Las respectivas constantes de acidez son:

$$K_{a_1} = \frac{[HS^-][H_3O^+]}{[H_2S\,]} \qquad K_{a_2} = \frac{[S^{2-}][H_3O^+]}{[HS^-]}$$

Multiplicando ambas expresiones se obtiene:

$$K_{a_1}\cdot K_{a_2} = \frac{[HS^-][H_3O^+]}{[H_2S]}\cdot\frac{[S^{2-}][H_3O^+]}{[HS^-]} \rightarrow [S^{2-}] = K_{a_1}\cdot K_{a_2}\cdot\frac{[H_2S]}{[H_3O^+]^2}$$

Considerando que como el HCl es un ácido fuerte, $[H_3O^+] \approx 0{,}20$ M; y que como el H_2S es un ácido débil, $[H_2S] \approx 0{,}20$ M:

$$[S^{2-}] = (1{,}0\cdot10^{-7}) \cdot (1{,}2\cdot10^{-13}) \cdot \frac{0{,}10}{(0{,}20)^2} = 3{,}0\cdot10^{-20}\ \text{mol dm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6. HIDRÓLISIS

6.1. Señale cuáles de las siguientes propuestas son falsas:
a) El pH de una disolución de Na_2CO_3 es ácido.
b) El pH de una disolución 10^{-5} M de HNO_3 es 5.
c) El pH de una disolución 0,1 M de ácido acético es menor que el de una disolución 0,1 M de HCl.
d) El pH de una disolución de NH_4Cl es ácido.
e) El punto de equivalencia de una valoración se alcanza cuando el pH es 7.

(O.Q.L. Asturias 1991)

a) **Falso**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- que se hidroliza según la ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante es básica.

b) Verdadero. El HNO_3 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log(10^{-5}) = 5{,}0$$

c) **Falso**. El CH_3COOH (ácido débil) por lo que se encuentra parcialmente disociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una $[H_3O^+]$ menor que la que proporcionaría una disolución de HCl (ácido fuerte) de la misma concentración que está totalmente ionizado, por tanto:

$$\text{pH (HCl 0,1 M)} < \text{pH } (CH_3COOH\ 0{,}1\ \text{M})$$

d) Verdadero. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante es ácida.

e) **Falso**. El pH del punto de equivalencia de una volumetría viene dado por las sustancias existentes en ese momento en la disolución.

Para que el pH fuera 7 la sal formada debería proceder de ácido fuerte y base fuerte, ya que ni el anión procedente del ácido, ni el catión procedente de la base se hidrolizan y el pH lo proporciona el H_2O.

Las respuestas correctas son **a**, **c** y **e**.

6.2. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) $(NH_4)_3PO_4$
b) NH_4F
c) NH_4CN
d) $(NH_4)_2CO_3$
e) $(NH_4)_2S$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

▪ La hidrólisis del ion amonio viene dada por la siguiente ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ La hidrólisis de los aniones viene dada por la siguiente ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow HA(aq) + OH^-(aq)$$

Para que la disolución sea ácida debe cumplirse la condición de que:

$$[H_3O^+] \text{ procedentes del } NH_4^+ > [OH^-] \text{ procedentes del } A^-$$

Para que eso ocurra es preciso que:

$$K_a\,(NH_4^+) > K_b\,(A^-) \qquad \rightarrow \qquad K_b\,(NH_3) < K_a\,(HA)$$

Consultando la bibliografía, de todos los ácidos propuestos el único que tiene una constante de acidez mayor que la de basicidad del NH_3 ($K_b = 1{,}8\cdot10^{-5}$) es el HF ($K_a = 6{,}6\cdot10^{-4}$). Por lo tanto, la sal que produce una disolución ácida es NH_4F.

La respuesta correcta es la **b**.

6.3. Calcule el pH de una disolución de acetato de sodio 1,0 M.
a) 9,38
b) 2,38
c) 5,38
d) 4,77
e) 7,00
(Dato. K_a ácido acético $= 1{,}7\cdot10^{-5}$).

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Córdoba 2007)

El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[CH_3COOH]\,[OH^-]}{[CH_3COO^-]} \qquad \text{donde} \qquad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}7\cdot10^{-5}} = 5{,}9\cdot10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[CH_3COOH] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [CH_3COO^-] \approx 1{,}0\ \text{M}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$5{,}9\cdot10^{-10} = \frac{[OH^-]^2}{1{,}0} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 2{,}4\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (2{,}4\cdot10^{-5}) = 4{,}6 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 4{,}6 = 9{,}4$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.4. Indique cuál de las siguientes reacciones de hidrólisis es la correcta:
a) $Ca_3N_2 + 2\ H_2O \rightarrow N_2 + 2\ Ca(OH)_2 + Ca^{2+}$
b) $Ca_3N_2 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ NH_3 + 3\ CaO$
c) $Ca_3N_2 + 6\ H_2O \rightarrow 2\ NH_3 + 3\ Ca(OH)_2$
d) $4\ Ca_3N_2 + 9\ H_2O \rightarrow 3\ HNO_3 + 5\ NH_3 + 12\ Ca$
e) $NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + HCl$
f) $Ca_3N_2 + 5\ H_2O \rightarrow HNO_2 + NH_3 + 3\ CaO + 3\ H_2$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Madrid 2011)

En las cuatro primeras reacciones se plantea la posible hidrólisis del Ca_3N_2, especie que disuelta en agua se disocia según la ecuación:

$$Ca_3N_2(aq) \rightarrow 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ N^{3-}(aq)$$

▪ La hidrólisis del ion calcio:

$$Ca^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrows Ca(OH)_2(aq) + 2\ H^+(aq)$$

▪ La hidrólisis del ion nitruro:

$$N^{3-}(aq) + 3\ H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

Multiplicando cada ecuación por el número de iones que se hidrolizan:

$$3\ [Ca^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrows Ca(OH)_2(aq) + 2\ H^+(aq)]$$

$$2\ [N^{3-}(aq) + 3\ H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + 3\ OH^-(aq)]$$

Sumando ambas ecuaciones, y simplificando el agua, se obtiene:

$$Ca_3N_2(aq) + 6\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NH_3(aq) + 3\ Ca(OH)_2(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.5. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución básica cuando se disuelve en agua?
a) NH_4NO_2 $K_a\ (HNO_2) = 4{,}6\cdot10^{-4}$
b) NH_4CNO $K_a\ (HCNO) = 1{,}2\cdot10^{-4}$
c) NH_4ClO $K_a\ (HClO) = 3{,}7\cdot10^{-8}$
d) NH_4F $K_a\ (HF) = 7{,}2\cdot10^{-4}$
e) NH_4Cl $K_b\ (NH_3) = 1{,}8\cdot10^{-5}$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

▪ La hidrólisis del ion amonio viene representada por la siguiente ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ La hidrólisis de los aniones viene representada por la siguiente ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

Para que la disolución sea básica debe cumplirse la condición de que:

$$[OH^-] \text{ procedentes del } A^- > [H_3O^+] \text{ procedentes del } NH_4^+$$

Para que eso ocurra es preciso que:

$$K_b\ (A^-) > K_a\ (NH_4^+) \qquad \rightarrow \qquad K_a\ (HA) < K_b\ (NH_3)$$

De todos los ácidos propuestos el único que tiene una constante de acidez menor que la de basicidad del NH_3 ($K_b = 1{,}8\cdot10^{-5}$) es el HClO ($K_a = 3{,}7\cdot10^{-8}$). Por tanto, la sal que produce una disolución básica es NH_4ClO.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

6.6. ¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4Br 0,30 M?
a) 5,29
b) 8,71
c) 4,88
d) 9,74
e) 9,11
(Dato. K_b (NH_3) = $1{,}7\cdot10^{-5}$).

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2007)

El bromuro de amonio, NH_4Br, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Br(aq) \rightarrow Br^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad \text{donde} \qquad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}7\cdot10^{-5}} = 5{,}9\cdot10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[NH_3] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [NH_4^+] \approx 0{,}30\ \text{M}$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$5{,}9\cdot10^{-10} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}30} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 1{,}3\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log\ (1{,}3\cdot10^{-5}) = 4{,}9$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.7. ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF 0,136 mol L^{-1}?
a) 2,02
b) 8,15
c) 3,17
d) 11,98
e) 5,85
(Dato. K_a (HF) = $6{,}8\cdot10^{-4}$).

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. La Rioja 2020) (O.Q.L. Málaga 2020)

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[HF]\,[OH^-]}{[F^-]} \qquad \text{siendo} \qquad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{6{,}8\cdot10^{-4}} = 1{,}5\cdot10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[HF] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [F^-] \approx 0{,}136\ \text{M}$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}5\cdot10^{-11} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}136} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}4\cdot10^{-6}\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(1{,}4\cdot10^{-6}) = 5{,}9 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 5{,}9 = 8{,}1$$

La respuesta correcta es la **b**.

6.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Al disolver $NaNO_3$ en agua, el pH no cambia.
b) Al disolver NaCN en H_2O, el pH será básico.
c) Al disolver NaHCOO en agua, el pH será ácido.
d) Si el ácido HA tiene $K_a = 10^{-5}$ y el valor de K_b para la base BOH vale 10^{-5}, al disolver BA en agua el pH no sufre modificación.
e) Las disoluciones acuosas de NH_3 son débilmente básicas.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Málaga 2018) (O.Q.L. Cádiz 2018)

a) Verdadero. El nitrato de sodio, $NaNO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

b) Verdadero. El cianuro de sodio, NaCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7.

c) **Falso**. El formiato de sodio, NaHCOO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaHCOO(aq) \rightarrow HCOO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion $HCOO^-$ es la base conjugada débil del ácido débil HCOOH y se hidroliza según la ecuación:

$$HCOO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCOOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7, es básico y no ácido.

d) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el ácido débil HA y la base débil BOH es:

$$HA(aq) + BOH(aq) \rightarrow BA(aq) + H_2O(l)$$

La sal BA, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$BA(aq) \rightarrow A^-(aq) + B^+(aq)$$

▪ El ion B^+, es el ácido conjugado de la base débil BOH y se hidroliza según la ecuación:

$$B^+(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrows BOH(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ El ion A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante, $K_a = K_b = 10^{-5}$, y las concentraciones iniciales de los iones A^- y B^+ son iguales por proceder de la misma sal, la cantidad de H_3O^+ y OH^- formados es la misma, por tanto, el pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

e) Verdadero. El NH_3 es una base débil que se encuentra poco ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7, básico.

La respuesta correcta es la **c**.

6.9. Sabiendo que los valores de pK_a para el ácido cianhídrico, HCN(aq), y el ion amonio, NH_4^+(aq), son 8,7 y 9,2; respectivamente, y que el agua neutra a 25 °C tiene pH = 7, indique si una disolución acuosa de NH_4CN, a esa temperatura, tendrá pH:
a) Débilmente ácido
b) Débilmente básico
c) Neutro
d) Muy ácido (pH < 3)
e) Muy básico (pH > 11)

(O.Q.N. Murcia 2000)

La sal NH_4CN, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4CN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

El pK_a del NH_4^+ es 9,2 y el pK_b del CN^- es:

$$pK_b\ (CN^-) = 14 - pK_a\ (HCN) = 14 - 8{,}7 = 5{,}3$$

Como se observa, pK_b (CN^-) > pK_a (NH_4^+), lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más iones OH^-) que el amonio como ácido (produce menos iones H_3O^+). Por lo tanto, la disolución resultante es débilmente básica.

La respuesta correcta es la **b**.

6.10. Se dispone de una disolución 0,5 M de cada una de las siguientes sales. ¿Cuál de ellas tiene un pH más bajo?
a) KCl
b) $NaC_2H_3O_2$
c) NaI
d) KNO_3
e) NH_4Cl

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. La Rioja 2014)

a) El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

b) El acetato de sodio, $NaC_2H_3O_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7.

c) El yoduro de sodio, NaI, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaI(aq) \rightarrow I^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y I^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

d) El nitrato de potasio, KNO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

e) El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución tiene pH < 7.

La respuesta correcta es la **e**.

6.11. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) No todos los indicadores viran cuando el pH es igual 7.
b) Las disoluciones de $NaCH_3COO$ tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.
c) La constante de hidrólisis depende de la temperatura.
d) La disolución que contiene amoníaco presenta pH > 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con la teoría de Ostwald para indicadores, la zona de viraje de un indicador depende del valor de su pK. Así para un indicador que sea un ácido débil:

$$\mathrm{InH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows In^-(aq) + H_3O^+(aq)}$$

La constante de fuerza es:

$$K_\mathrm{a} = \frac{[\mathrm{In^-}]\,[\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HIn}]} \qquad \rightarrow \qquad [\mathrm{H_3O^+}] = K_\mathrm{a} \cdot \frac{[\mathrm{HIn}]}{[\mathrm{In^-}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{a} + \log \frac{[\mathrm{In^-}]}{[\mathrm{HIn}]}$$

b) **Falso**. El acetato de sodio, $\mathrm{NaCH_3COO}$, es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$\mathrm{NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)}$$

- El ion $\mathrm{Na^+}$ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion $\mathrm{CH_3COO^-}$ es la base conjugada del ácido débil $\mathrm{CH_3COOH}$ y se hidroliza según la ecuación:

$$\mathrm{CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)}$$

Como se observa, se producen iones $\mathrm{OH^-}$ y la disolución es básica.

c) Verdadero. La constante de hidrólisis o constante de acidez o basicidad se calcula mediante la expresión:

$$K_\mathrm{h} = \frac{K_\mathrm{w}}{K_\mathrm{a}} \qquad \text{donde las constantes } K_\mathrm{a} \text{ y } K_\mathrm{w} \text{ dependen de la temperatura.}$$

d) Verdadero. El amoníaco, $\mathrm{NH_3}$, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada según la ecuación:

$$\mathrm{NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)}$$

Como se observa, se producen iones $\mathrm{OH^-}$ por lo que la disolución es básica y tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **b**.

6.12. Si el pH de una disolución es 1,7 indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) Se trata de un ácido débil.
b) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
c) La concentración de iones oxidanio en la disolución es $2{\cdot}10^{-2}$ M.
d) El pOH vale 11,3.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

a) Falso. El pH de una disolución no indica si se trata de un ácido fuerte o débil, ya que también depende de la concentración de la disolución.

b) Falso. La hidrólisis de una sal procedente de ácido fuerte y base débil tiene un pH < 7 pero no tan bajo como 1,7; ya que el catión que se hidroliza es un ácido débil y no produce una concentración de protones tan alta como para alcanzar ese valor del pH.

c) **Verdadero**. Si pH = 1,7; de acuerdo con el concepto de pH:

$$[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-\mathrm{pH}} = 10^{-1,7}\ \mathrm{M} = 2{,}0{\cdot}10^{-2}\ \mathrm{M}$$

d) Falso. La relación entre pH y pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\mathrm{pH + pOH} = 14 \qquad \rightarrow \qquad \mathrm{pOH} = 14 - 1{,}7 = 12{,}3$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.13. Si la K_a del ácido cianhídrico es $6{,}2\cdot10^{-10}$ y la K_b del amoníaco es $1{,}8\cdot10^{-5}$, el pH de la disolución acuosa del cianuro de amonio será:
a) pH = 7
b) pH > 7
c) pH < 7
d) pH = 0

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. Asturias 2007)

La sal NH_4CN, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4CN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}8\cdot10^{-5}} = 5{,}6\cdot10^{-10}$$

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{6{,}2\cdot10^{-10}} = 1{,}6\cdot10^{-5}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, K_b $(CN^-) > K_a$ (NH_4^+), lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más OH^-) que el amonio como ácido (produce menos H_3O^+), por tanto, la disolución resultante es básica y el pH > 7.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

6.14. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas presenta carácter ácido?
a) NaCl
b) NH_4OH
c) NH_4Cl
d) KNO_3

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

b) Falso. El hidróxido de amonio, NH_4OH, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada según la ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7 y la disolución es básica.

c) **Verdadero**. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH < 7 y la disolución es ácida.

d) El nitrato de potasio, KNO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

La respuesta correcta es la **c**.

6.15. Cuando se disuelve acetato de sodio en agua:
a) Se producen iones hidróxido.
b) Se producen iones oxidanio.
c) Se produce ácido acético e hidróxido de sodio.
d) Se hidratan simplemente los iones acetato y sodio.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, es una sustancia que cuando se disuelve en agua se ioniza según la ecuación:

$$NaCH_3COO(s) + H_2O(l) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- y la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **a**.

6.16. Un jabón comercial está formado principalmente por palmitato de sodio. ¿Cuál será el pH de una disolución 0,10 M de este jabón?
a) 10
b) 3
c) 7
d) 9
e) 11
(Dato. K_a ácido palmítico $= 1{,}0 \cdot 10^{-5}$).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El palmitato de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte, NaA, que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaA(aq) \rightarrow A^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion palmitato es:

$$K_b = \frac{[HA]\,[OH^-]}{[A^-]} \qquad \text{siendo} \qquad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}0\cdot10^{-5}} = 1{,}0\cdot10^{-9}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[HA] = [OH^-] \qquad [A^-] = c - [OH^-]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}0\cdot10^{-9} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}10} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log\,(1{,}0\cdot10^{-5}) = 5{,}0 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 5{,}0 = 9{,}0$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.17. De las sustancias que se citan a continuación, señale aquella que al disolverse en agua produce una modificación del pH:
a) KCl
b) KNO_3
c) K_2SO_4
d) Na_2CO_3

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2020)

a) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

b) Falso. El nitrato de potasio, KNO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

c) Falso. El sulfato de potasio, K_2SO_4, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$K_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

d) **Verdadero**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- que se hidroliza según la ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que se modifica el pH, que se hace menor que 7 y la disolución resultante es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

6.18. Tres disoluciones de igual concentración conteniendo tres sales sódicas de fórmula general NaX, NaY, NaZ presentan valores de pH 7, 8 y 9, respectivamente. Diga cuál o cuáles de los aniones X^-, Y^- o Z^- da lugar a una reacción ácido-base (hidrólisis) frente al agua.
a) X^-, Z^-
b) X^-, Y^-
c) Y^-, Z^-
d) Ninguno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Se trata de tres sales procedentes de una base fuerte, NaOH, y ácidos de diferente fuerza. En ellas el catión Na^+ no se hidroliza.

De los aniones, sufrirán hidrólisis los que procedan de ácidos débiles que lo hacen de acuerdo con la ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del anión se calcula mediante la relación:

$$\left.\begin{array}{l} K_b = \dfrac{[HA]\,[OH^-]}{[A^-]} \\ \\ K_b = \dfrac{K_w}{K_a} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{K_w}{K_a} = \frac{[HA]\,[OH^-]}{[A^-]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[OH^-] = [HA] \qquad \text{y} \qquad [A^-] = c - x \approx c$$

La expresión obtenida queda como:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] \qquad \text{y} \qquad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que:

$$K_a = c\,\frac{10^{-2\,pH}}{K_w}$$

expresión que permite obtener el valor de K_a en función de c y el pH de la disolución:

Suponiendo para todas las sales disoluciones 1 M, los valores de las constantes de los ácidos son:

▪ Sal NaX (pH = 7) $\rightarrow$ $K_a = 1 \cdot \dfrac{10^{-(2\cdot 7)}}{10^{-14}} = 1$

El ácido HX es un ácido fuerte, por lo tanto, el anión X^- no se hidroliza.

▪ Sal NaY (pH = 8) → $K_a = 1 \cdot \frac{10^{-(2\cdot 8)}}{10^{-14}} = 10^{-2}$

El ácido HY es un ácido débil, por lo tanto, el anión Y^- se hidroliza.

▪ Sal NaZ (pH = 9) → $K_a = 1 \cdot \frac{10^{-(2\cdot 9)}}{10^{-14}} = 10^{-4}$

El ácido HZ es un ácido débil, por tanto, el anión Z^- se hidroliza.

La respuesta correcta es la **c**.

6.19. Si se quiere impedir la hidrólisis que sufre el NH_4Cl, ¿cuál de los siguientes métodos será más eficaz?
a) Añadir NaOH a la disolución.
b) Diluir la disolución.
c) Añadir NaCl a la disolución.
d) Añadir NH_3 a la disolución.
e) Añadir HCl a la disolución.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Sevilla 2013)

El NH_4Cl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si se desea que no se produzca la hidrólisis del ion NH_4^+ es preciso que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la izquierda.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. El NaOH en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Los iones OH^- reaccionan con los iones H_3O^+ producidos en la hidrólisis del NH_4^+, por lo tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, la adición de NaOH a la disolución, favorece la hidrólisis del NH_4^+.

b) Falso. La adición de H_2O, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, desplaza el equilibrio hacia la derecha y favorece la hidrólisis del NH_4^+.

c) Falso. El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

El NaCl no presenta ningún ion común con el equilibrio correspondiente a la hidrólisis del NH_4^+, por tanto, no le afecta.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si se añade NH_3 a la disolución, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el NH_3 añadido, es decir, hacia la formación de NH_4^+ impidiendo su hidrólisis.

e) **Verdadero**. El HCl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones H_3O^+ añadidos con el HCl hacen que aumente la concentración de estos en el equilibrio, por lo que de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para disminuir dicha concentración, por tanto, la adición de HCl a la disolución impide la hidrólisis del NH_4^+.

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

6.20. ¿Cuál de las siguientes sales produce una disolución básica al disolverse en agua?
a) KF
b) K_2SO_4
c) NH_4NO_3
d) KCl

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) **Verdadero**. El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KF(aq) \rightarrow F^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante es básica.

b) Falso. El sulfato de potasio, K_2SO_4, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$K_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 y lo proporciona el H_2O.

c) Falso. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La disolución resultante es ácida debida a la presencia de los iones H_3O^+.

d) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 y lo proporciona el H_2O.

La respuesta correcta es la **a**.

6.21. ¿Cómo sería el pH aproximado de una disolución 0,01 M en NH_4Cl?
a) Neutro
b) Ligeramente básico
c) Muy básico
d) Ligeramente ácido

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, en la hidrólisis se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante será ácida.

La respuesta correcta es la **d**.

6.22. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) $(NH_4)_3PO_4$
b) NH_4Cl
c) KCN
d) $(NH_4)_2CO_3$
e) NaCl
f) NH_4CN
g) NH_4F

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Málaga 2020)

a-d-f-g) Falso. En el caso de las sales fosfato de amonio, carbonato de amonio, cianuro de amonio y fluoruro de amonio para que la disolución sea ácida debe cumplirse la condición de que:

$$[H_3O^+] \text{ procedentes de la hidrólisis del } NH_4^+ > [OH^-] \text{ procedentes de la hidrólisis del anión}$$

Para que eso ocurra es preciso que:

$$K_a\,(NH_4^+) > K_b\,(A^-) \qquad \rightarrow \qquad K_b\,(NH_3) < K_a\,(HA)$$

Consultando la bibliografía, se observa que las constantes de basicidad de los aniones procedentes de los ácidos fosfórico, carbónico, cianhídrico y fluorhídrico son mayores que la constante de acidez del NH_4^+, por lo que estas sales forman una disolución básica.

b) **Verdadero**. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La disolución resultante es ácida debida a la presencia de los iones H_3O^+.

c) Falso. El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante es básica.

e) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 y lo proporciona el H_2O.

La respuesta correcta es la **b**.

6.23. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una disolución básica cuando se disuelve en agua?
a) KCl
b) NaF
c) KNO_3
d) NH_4NO_3
e) $KClO_3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

a) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

b) **Verdadero**. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7 y la disolución es básica.

c) Falso. El nitrato de potasio, KNO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

d) Falso. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH < 7 y la disolución es ácida.

e) Falso. El clorato de potasio, $KClO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KClO_3(aq) \rightarrow ClO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y ClO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

La respuesta correcta es la **b**.

6.24. ¿De las siguientes disoluciones de concentración 0,10 M, cuál es la de menor pH?
a) NaCl
b) NaF
c) $NaNO_3$
d) NH_4NO_3

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

b) Falso. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7.

c) Falso. El nitrato de potasio, $NaNO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

d) **Verdadero**. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $pH < 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

6.25. ¿Cuál de las siguientes sustancias al disolverse en agua forma un ácido?
a) NaCl
b) CaO
c) SO_3
d) NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

---

a) Falso. El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

b) Falso. CaO es un óxido básico de un metal alcalinotérreo que al reaccionar con agua produce iones OH^-:

$$CaO(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

c) **Verdadero**. SO_3 es un óxido de un no metal que presenta propiedades ácidas ya que al reaccionar con agua produce iones H_3O^+:

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq) \rightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

d) Falso. NH_3 es un compuesto con propiedades básicas ya que al reaccionar con agua produce iones OH^-:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.26. Al añadir unas gotas de un indicador ácido-base a una disolución acuosa desconocida se observa color verde. El indicador tiene un intervalo de viraje de 3,8 a 5,4; a pH < 3,8 es amarillo a pH > 5,4 es azul, y entre ambos pH es verde. ¿Cuál de las siguientes disoluciones 0,50 M, todas ellas de la misma concentración, puede ser la disolución desconocida?
a) Ácido nítrico
b) Hipoclorito de sodio
c) Hidróxido de potasio
d) Cloruro de amonio
e) Sulfato de sodio

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Asturias 2010)

a) Falso. El ácido nítrico, HNO_3, es un ácido fuerte que en disolución acuosa 0,5 M se encuentra totalmente disociado en iones por lo que la dicha disolución tiene un pH << 3,8 y al añadirle unas gotas de indicador este tomará color amarillo.

b) Falso. El hipoclorito de sodio, NaClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaClO(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:

$$ClO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HClO(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7 y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color azul.

c) Falso. El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa 0,5 M se encuentra totalmente disociado en iones por lo que la dicha disolución tiene un pH >> 5,4 y al añadirle unas gotas de indicador este tomará color azul.

d) **Verdadero**. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH será ácido, comprendido entre 3,8 y 5,4, ya que se trata de un ácido débil y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color verde.

e) Falso. El sulfato de potasio, Na_2SO_4, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte se puede afirmar, sin cometer gran error, que no se hidroliza.

El pH = 7, ya que lo proporciona el agua y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color azul.

La respuesta correcta es la **d**.

6.27. Una disolución acuosa de NaCl tendrá:
a) Más protones que iones hidróxido.
b) Más iones hidróxido que protones.
c) No tendrá protones ni iones hidróxido.
d) Tendrá la misma concentración de protones que de iones oxidrilo.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución contiene, además, los iones H_3O^+ y OH^- cuyas concentraciones son idénticas ya que proceden del H_2O:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **d**.

6.28. ¿Cuál de las siguientes sustancias no produce una disolución ácida al disolverla en agua?
a) Cloruro de amonio
b) Carbonato de sodio
c) Cloruro de hidrógeno
d) Sulfato de hierro(II)
e) Hidrogenosulfato de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

b) **Verdadero**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- que se hidroliza según la ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución resultante es básica.

c) Falso. El cloruro de hidrógeno, HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

d) Falso. El sulfato de hierro(II), $FeSO_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$FeSO_4(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ Fe^{2+} en agua se oxida fácilmente a Fe^{3+}, un ion que al tener una carga tan elevada se hidroliza según la ecuación:

$$[Fe(H_2O)_x]^{2+}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows [Fe(OH)(H_2O)_{x-1}]^{2+}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

e) Falso. El hidrogenosulfato de sodio, $NaHSO_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaHSO_4(aq) \rightarrow Na^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion HSO_4^- es un ácido débil que se disocia según la ecuación:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **b**.

6.29. Una disolución de cianuro de sodio es:
a) Ácida porque la sal proviene de un ácido fuerte.
b) Neutra porque es una sal, y todas las sales son neutras.
c) Básica porque la sal procede de una base fuerte.
d) Básica porque la sal tiene un anión que se hidroliza y capta protones del agua, ya que es la base conjugada de un ácido débil.

(O.Q.L. Asturias 2008)

El NaCN es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NaCN(aq) \rightarrow Na^+(aq) + CN^-(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución resultante es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

6.30. Indique cuál de las siguientes reacciones representa correctamente los productos de la hidrólisis del tricloruro de aluminio.
a) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + Cl_2}$
b) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + HCl}$
c) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + Cl_2 + H_2}$
d) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Al_2O_3 + HCl}$
e) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + H_2}$
f) $\mathbf{AlCl_3 + H_2O \rightarrow Na_3AlO_3 + 3\ HCl}$

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.N. Madrid 2015)

a-c) Falso. Las reacciones propuestas no son posibles como reacciones de hidrólisis ya que en ellas tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2.

b) **Verdadero**. El $AlCl_3$ es una sal procedente de la reacción entre HCl y $Al(OH)_3$, por lo tanto, la hidrólisis de los iones Al^{3+} y Cl^- producirá estas sustancias.

d) Falso. Los productos de hidrólisis no se corresponden con los del apartado anterior.

e) Falso. Las reacciones propuestas no son posibles como reacciones de hidrólisis ya que en ellas tiene lugar la oxidación del H^+ a H_2.

f) Falso. La reacción propuesta es absurda ya que aparece Na en los productos sin estar en los reactivos.

La respuesta correcta es la **b**.

6.31. ¿Cuál de las siguientes sustancias no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) KCl
b) NH_4Cl
c) SO_2
d) $ZnCl_2$

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

a) **Verdadero**. El KCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa está parcialmente disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

b) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

c) Falso. El SO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2SO_3. Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HSO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

d) Falso. El $ZnCl_2$ en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$ZnCl_2(aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Zn^{2+}(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ Zn^{2+} es el ácido conjugado de la base débil $Zn(OH)_2$ y se hidroliza según la ecuación:

$$Zn^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrows Zn(OH)^+(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

6.32. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:
i) Una disolución de cloruro de amonio tiene un pH básico.
ii) Si se añade acetato de sodio a una disolución de ácido acético, el pH aumenta.
a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución resultante es ácida.

ii) Correcto. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Si se añade $NaCH_3COO$, el valor de $[CH_3COO^-]$ aumenta, por lo que para se mantenga el valor de la constante K_a el valor de $[H_3O^+]$ debe disminuir, por tanto, el pH de la disolución resultante aumenta.

La respuesta correcta es la **d**.

6.33. Se dispone de las siguientes disoluciones acuosas 0,01 M, ¿cuál presentará el pOH más bajo?
a) H_2SO_4
b) NaF
c) HF
d) NH_4Cl
(Datos. K_a (HF) = 6,8·10^{-4}; K_a (NH_4^+) = 5,7·10^{-10}).

(O.Q.L. Madrid 2009)

Como para cualquier disolución acuosa se cumple que, pH + pOH = 14, cuanto más bajo sea el pOH, más alto será el pH.

a-c) Falso. De las sustancias propuestas, H_2SO_4 y HF, son respectivamente, un ácido fuerte y un ácido débil, por lo que sus valores del pH serán menores que 7 y sus pOH bastante altos (pOH >> 7).

d) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución resultante es ácida y su pOH > 7.

b) **Verdadero**. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución resultante es básica y su pOH < 7.

La respuesta correcta es la **b**.

6.34. ¿Cuál de los siguientes compuestos no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) KCl
b) CO_2
c) $AlCl_3$
d) $(NH_4)_2SO_4$
e) HCNO

(O.Q.N. Ávila 2009)

a) **Verdadero**. El KCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

b) Falso. El CO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2CO_3. Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución es ácida.

c) Falso. El $AlCl_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$AlCl_3(aq) \rightarrow 3\ Cl^-(aq) + Al^{3+}(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion Al^{3+} es el ácido conjugado de la base débil $Al(OH)_3$ y se hidroliza según la ecuación:

$$Al^{3+}(aq) + 3\ H_2O(l) \leftrightarrows Al(OH)_2^{2+}(aq) + H_3O^+\ (aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución es ácida.

d) Falso. El $(NH_4)_2SO_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$(NH_4)_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NH_4^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución es ácida.

e) Falso. El HCNO es un ácido débil que disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$HCNO(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CNO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

6.35. ¿Cuál es el pH de una disolución fluoruro de potasio 0,45 M?
a) 2,8
b) 5,6
c) 8,4
d) 10,9
(Dato. K_a (HF) = $6{,}6\cdot10^{-4}$).

(O.Q.L. Madrid 2010)

El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KF(aq) \rightarrow F^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[HF]\,[OH^-]}{[F^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{6{,}6\cdot10^{-4}} = 1{,}5\cdot10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[HF] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [F^-] \approx 0{,}45\ \text{M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene el valor de $[OH^-]$:

$$1{,}5\cdot10^{-11} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}45} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 2{,}6\cdot10^{-6}\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(2{,}6\cdot10^{-6}) = 5{,}6 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 5{,}6 = 8{,}4$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Almería 1999 y Asturias 2004).

6.36. Se preparan tres disoluciones de concentración 0,1 M de ácido clorhídrico, ácido acético y acetato de sodio. Indique cuál es el orden de acidez:
a) Ácido acético > acetato de sodio > ácido clorhídrico
b) Ácido clorhídrico > acetato de sodio > ácido acético
c) Ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio
d) Ácido acético > ácido clorhídrico > acetato de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

▪ El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona el valor de $[H_3O^+]$ más elevado y su pH será el más bajo.

▪ El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ menor que el del ácido fuerte y su pH será mayor que el de aquél.

▪ El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, es una sustancia que cuando se disuelve en agua se ioniza según la ecuación:

$$NaCH_3COO(s) + H_2O(l) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- y la disolución es básica.

El orden de acidez decreciente de las disoluciones propuestas es:

ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio

La respuesta correcta es la **c**.

6.37. Se preparan tres disoluciones de acetato de amonio de concentraciones 1 M; 0,01 M y 0,001 M. El pH de las mismas será, respectivamente:
a) 4,75; 5,75; 6,75
b) 9,25; 8,25; 7,25
c) 7,00; 7,50; 8,00
d) 8,00; 8,50; 9,00
e) 7,00 para cualquier disolución.
(Datos. Ácido acético, $pK_a = 4{,}75$; amonio, $pK_a = 9{,}25$).

(O.Q.N. Valencia 2011)

La sal NH_4CH_3COO, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4CH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$pK_a = 9{,}25 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 5{,}6\cdot10^{-10}$$

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugadabdébil del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$pK_a = 4{,}75 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 1{,}8\cdot10^{-5}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}8\cdot10^{-5}} = 5{,}6\cdot10^{-10}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, $K_b\ (CH_3COO^-) = K_a\ (NH_4^+)$, lo que quiere decir que ambos iones son igual de fuertes como base y como ácido, respectivamente, independientemente del valor del concentración inicial de la sal. Por tanto, la disolución resultante es neutra y, siempre, pH = 7.

La respuesta correcta es la **e**.

6.38. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera?
a) El agua pura tiene propiedades ácidas y básicas.
b) El ácido clorhídrico es más fuerte que el ácido acético.
c) Una disolución de cloruro de amonio es ácida.
d) Una disolución de carbonato de sodio es ácida.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Verdadero. El equilibrio de ionización del agua viene dado por la siguiente ecuación:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrows H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se produce la misma cantidad de ambos iones.

b) Verdadero. El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ más elevado y su pH es más bajo.

El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ menor que el del ácido fuerte y su pH es mayor.

c) Verdadero. El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por tanto, la disolución es ácida.

d) **Falso**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- y, por lo tanto, la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

6.39. El pH de una disolución de acetato de amonio es aproximadamente 7, lo cuál se puede explicar porque:
a) La disolución es muy diluida.
b) El acetato de amonio es un electrólito débil.
c) Las sales de ácidos y bases débiles son neutras.
d) Los iones amonio y acetato se hidrolizan aproximadamente en la misma magnitud.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El acetato de amonio, NH_4CH_3COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4CH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Si el pH aproximado de la disolución es 7 quiere decir que la cantidad de iones H_3O^+ que produce el amonio y la de iones OH^- que produce el acetato es la misma. Como la concentración inicial de ambos iones es la misma, la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio debe tener, aproximadamente, el mismo valor que la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato.

La respuesta correcta es la **d**.

6.40. ¿Cuál de las siguientes sustancias no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) NaCl
b) CO_2
b) NH_4NO_3
d) CH_3COOH

(O.Q.L. País Vasco 2011)

a) **Verdadero**. El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

b) Falso. El CO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2CO_3. Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución es ácida.

c) Falso. El NH_4NO_3 es una sal procedente de ácido fuerte y base débil y en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución es ácida.

d) Falso. El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y Ávila 2009).

6.41. Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
i) Una disolución de acetato de sodio tiene un pH básico.
ii) Si se añade nitrato de amonio a una disolución de hidróxido de amonio, el pH disminuye.
a) Las dos son correctas.
b) Ninguna es correcta.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

i) Correcta. El acetato de sodio, CH_3COONa, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene pH básico.

ii) Correcta. La ecuación química correspondiente a la ionización del NH_3 es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

El nitrato de amonio, NH_4NO_3, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si a la disolución de NH_3 se le añade NH_4NO_3 de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el NH_4^+ añadido, es decir, que este reaccione con los iones OH^- y que se forme NH_3; esto provoca que el valor de $[OH^-]$ disminuya y que el valor de $[H_3O^+]$ aumente, por tanto, disminuye el pH de la disolución.

La respuesta correcta es la **a**.

6.42. Indique el orden correcto de pH creciente para las disoluciones 0,1 M de los siguientes compuestos químicos:
a) $HCl < ZnCl_2 < KCl < KF < KOH$
b) $KCl < KF < ZnCl_2 < KOH < HCl$
c) $KF < KCl < ZnCl_2 < HCl < KOH$
d) $ZnCl_2 < KCl < HCl < KF < KOH$
e) $ZnCl_2 < KOH < HCl < KCl < KF$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El $ZnCl_2$ es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$ZnCl_2(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El ion Zn^{2+} es el ácido conjugado de la base débil $Zn(OH)_2$ y se hidroliza según la ecuación:

$$Zn^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrows Zn(OH)^+(aq) + H_3O^+(aq)$$

El ácido Zn^{2+} es más débil que el ácido fuerte HCl por lo que el pH de su disolución acuosa no será tan bajo como el correspondiente al de la disolución de HCl.

▪ El KCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

▪ El KF es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$KF(aq) \rightarrow K^+(aq) + F^-(aq)$$

El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

La base F^- es más débil que la base fuerte KOH, por que el pH de su disolución acuosa no será tan elevado como el correspondiente al de la disolución de KOH.

▪ El KOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ más bajo de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el mayor de todos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:

$$HCl < ZnCl_2 < KCl < KF < KOH$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.43. Se tienen disoluciones 0,1 M de HF, HCl, NH_4OH y KCl. ¿Cuál es el orden correcto de menor a mayor pH?
a) HF, HCl, NH_4OH, KCl
b) HCl, HF, NH_4OH, KCl
c) HCl, HF, KCl, NH_4OH
d) HF, HCl, KCl, NH_4OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El HF es un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ menor que el del ácido fuerte por lo que su pH será mayor que el del HCl.

▪ El KCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

▪ El NH_4OH es una base débil que se encuentra parcialmente ionizada y su disolución tiene un valor de $[H_3O^+]$ muy bajo por lo que su pH será el mayor de todos los propuestos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:

$$HCl < HF < KCl < NH_4OH$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

6.44. Las siguientes sales, KNO_2 y NaClO, en disolución acuosa tienen un pH de:
a) 7
b) Menor que 7
c) Mayor que 7
d) Ninguna es verdad.

(O.Q.L. Madrid 2012)

▪ El nitrito de potasio, KNO_2, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_2(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + K^+(aq)$$

El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza según la ecuación:

$$NO_2^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HNO_2(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene $pH > 7$.

▪ El hipoclorito de sodio, NaClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaClO(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + Na^+(aq)$$

El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:

$$ClO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HClO(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene $pH > 7$.

La respuesta correcta es la **c**.

6.45. Teniendo en cuenta que el ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido acético, CH_3COOH, que es un ácido débil, señale cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) El anión CH_3COO^- es una base débil.
b) Las sales formadas por anión CH_3COO^- modifican el pH al disolverse en agua destilada.
c) El anión CH_3COO^- reacciona con el agua según:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

d) La sal $NaCH_3COO$ dará una disolución acuosa de pH < 7.

(O.Q.L. Asturias 2012)

El acetato de sodio, CH_3COONa, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por lo tanto, la disolución tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **d**.

6.46. Considere disoluciones acuosas de idéntica concentración de HNO_3, NH_4Cl, NaCl y KF. Ordénelas según pH creciente:
a) $HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < KF$
b) $KF < NaCl < NH_4Cl < HNO_3$
c) $NaCl < KF < HNO_3 < NH_4Cl$
d) $KF < NH_4Cl < NaCl < HNO_3$
(Datos. K_a (HF) = $1{,}4 \cdot 10^{-4}$; K_b (NH_3) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$).

(O.Q.L. País Vasco 2012)

▪ El HNO_3 es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El NH_4Cl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por tanto, la disolución es ácida y su pH < 7.

▪ El NaCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

▪ El KF es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$KF(aq) \rightarrow K^+(aq) + F^-(aq)$$

El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como el F^- es una base débil que se encuentra parcialmente ionizada, su disolución tiene un valor de $[H_3O^+]$ muy bajo por lo que su pH será el mayor de todos los propuestos

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:

$$HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < KF$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

6.47. ¿Cuál de las siguientes sales KCl, NH_4NO_3, RbF, $NaCH_3COO$ y $KHCO_3$ al ser disuelta en agua forma una disolución cuyo pH sea 7?
a) KCl
b) NH_4NO_3
c) RbF
d) $KHCO_3$
e) $NaCH_3COO$

(O.Q.N. Alicante 2013)

a) **Verdadero**. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y el pH de la misma es 7.

b) Falso. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución tiene pH < 7.

c) Falso. El fluoruro de rubidio, RbF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$RbF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Rb^+(aq)$$

▪ El ion Rb^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución tiene pH > 7.

d) Falso. El hidrogenocarbonato de potasio, $KHCO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KHCO_3(aq) \rightarrow HCO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion HCO_3^-, es la base conjugada débil del ácido débil H_2CO_3, pero también es el ácido conjugado débil de la base débil CO_3^{2-}. Se trata de un anfótero que se comporta como ácido y como base de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$$

Sumando ambas ecuaciones y teniendo en cuenta que los iones H_3O^+ y OH^- formados se neutralizan entre sí:

$$2\ HCO_3^-(aq) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_2CO_3(aq) \quad \rightarrow \quad [CO_3^{2-}] = [H_2CO_3]$$

La expresión de las constantes de acidez y basicidad (hidrólisis) de ambas reacciones es:

$$\left.\begin{array}{r} K_{a_1} = \dfrac{[CO_3^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HCO_3^-]} \\ K_h = \dfrac{K_w}{K_{a_2}} = \dfrac{[H_2CO_3][OH^-]}{[HCO_3^-]} \end{array}\right\} \rightarrow \quad K_{a_1} \cdot K_{a_2} = [H_3O^+]^2$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene:

$$pH = \frac{1}{2}\left(pK_{a_1} + pK_{a_2}\right)$$

El pH de la disolución es:

$$pH = \frac{1}{2}(6{,}3 + 10{,}3) = 8{,}30$$

Como se observa, la disolución tiene pH > 7.

e) Falso. El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **a**.

6.48. Se tiene una disolución 0,1 M de acetato de amonio, NH_4CH_3COO, y otra 0,2 M de cianuro de potasio, KCN. ¿Cómo serán estas disoluciones?
a) La de acetato de amonio, neutra y la de cianuro de potasio, ácida.
b) La de acetato de amonio, básica y la de cianuro de potasio, básica.
c) La de acetato de amonio, ácida y la de cianuro de potasio, neutra
d) La de acetato de amonio, neutra y la de cianuro de potasio, básica.
(Datos: pK_a (CH_3COOH) = 4,76; pK_a (NH_4^+)= 9,24; pK_a (HCN) = 9,21).

(O.Q.L. Madrid 2013)

El acetato de amonio, NH_4CH_3COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4CH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-.

Para cualquier pareja de ácido y base conjugada se cumple que:

$$pK_a + pK_b = 14$$

Aplicado al ácido acético se obtiene:

$$pK_a(CH_3COOH) + pK_b(CH_3COO^-) = 14 \quad \rightarrow \quad pK_b(CH_3COO^-) = 9{,}24$$

Comparando los valores de los pK de los iones acetato y amonio se observa que:

$$pK_b\,(CH_3COO^-) = pK_a\,(NH_4^+) = 9{,}24$$

esto quiere decir que se trata de especies con la misma fuerza. Como además, la concentración de ambas es la misma, la cantidad de iones OH^- y H_3O^+ que producen, respectivamente, es idéntica, por lo tanto, la disolución acuosa de esta sal es neutra.

El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7, lo que motiva que la disolución acuosa de esta sal sea básica.

La respuesta correcta es la **d**.

6.49. El pH de una disolución de NH_4NO_3 es:
a) Menor que 7.
b) Igual a 7.
c) Mayor que 7.
d) Depende de la solubilidad de la sal en agua.

(O.Q.L. Asturias 2013)

El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución tiene pH < 7.

La respuesta correcta es la **a**.

6.50. Al mezclar volúmenes iguales de disoluciones 0,2 M de $HClO_4$ y KNO_3, el pH de la disolución resultante será:
a) > 7
b) < 7
c) = 7
d) Igual al pK_a del HNO_3.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Si se mezclan un ácido fuerte, $HClO_4$, con una sal de ácido fuerte y base fuerte, KNO_3, no se produce reacción entre ambos.

▪ El KNO_3, es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución está disociada según:

$$KNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + K^+(aq)$$

Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Según lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución.

▪ El $HClO_4$, es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HClO_4(aq) + H_2O(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + ClO_4^-(l)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, la disolución tiene $pH < 7$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

6.51. Se ha preparado un litro de disolución acuosa 0,01 M de ácido acético. Indique cuál de las afirmaciones es correcta:
a) El grado de disociación del ácido acético aumentará al añadir 1 mL de HCl 1 M.
b) El pH de la disolución será 7,0 tras añadir 10 mL de NaOH 1 M.
c) El grado de disociación del ácido acético aumentará al añadir 1 mL de NaOH 1 M.
d) El pH de la disolución será ligeramente inferior a 7,0 tras añadir 10 mL de NaOH 1 M.

(O.Q.L. Valencia 2014)

a) Incorrecto. El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

Si se añade H_3O^+ al equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma la sustancia añadida, en este caso hacia la formación de CH_3COOH, por lo tanto, el grado de disociación de este disminuye.

b-d) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$1\ \text{L}\ CH_3COOH\ 0{,}01\ \text{M} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}01\ \text{M}}{1\ \text{L}\ CH_3COOH\ 0{,}01\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}01\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}01\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$10\ \text{mL}\ NaOH\ 1\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ NaOH}{1\ \text{mL}\ NaOH\ 1\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ NaOH$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 10 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por lo tanto, la disolución resultante es básica y su $pH > 7$.

c) **Correcto**. El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra en disolución acuosa totalmente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow OH^-(aq) + Na^+(aq)$$

Si se añade OH^- al equilibrio, estos iones consumen una cantidad igual de H_3O^+, por lo que de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se reponga la especie consumida, en este caso hacia la formación de H_3O^+, por tanto, el grado de disociación del CH_3COOH aumenta.

La respuesta correcta es la **c**.

6.52. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) NH_4NO_3
b) $NaCH_3COO$
c) NaCl
d) NH_4CH_3COO
(Datos. K_a $(CH_3COOH) = 1{,}8\cdot10^{-5}$; K_b $(NH_3) = 1{,}8\cdot10^{-5}$).

(O.Q.L. Valencia 2015)

a) **Verdadero**. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH < 7 y la disolución es ácida.

b) Falso. El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene pH > 7.

c) Falso. El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

d) Falso. El acetato de amonio, NH_4CH_3COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4CH_3COO(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado débil de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis doble de ambos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante, $K_a = K_b = 1{,}8{\cdot}10^{-5}$:

$$K_{a\,(NH_4^+)} = K_{b\,(CH_3COO^-)} = \frac{K_w}{K_{b\,(NH_3)}} = \frac{K_w}{K_{a\,(CH_3COOH)}} = \frac{1{,}0{\cdot}10^{-14}}{1{,}8{\cdot}10^{-5}} = 5{,}6{\cdot}10^{-10}$$

Si además se tiene en cuenta que las concentraciones iniciales de ambos iones también son iguales, la cantidad de H_3O^+ y OH^- formados a partir de ellos es la misma, por tanto, el pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra

La respuesta correcta es la **a**.

6.53. Se dispone de cuatro disoluciones separadas, conteniendo cada una de ellas en concentración 0,10 M: ácido cianhídrico ($pK_a = 9{,}2$); ácido acético ($pK_a = 4{,}7$); amoniaco (pK_a (ion amonio) $= 4{,}7$); fluoruro de sodio (pK_a (ácido fluorhídrico) $= 3{,}0$). De las siguientes proposiciones, señale la que sea falsa:
a) Al mezclar las disoluciones de ácido cianhídrico y ácido acético no se producirá ninguna reacción apreciable.
b) Al mezclar las disoluciones de amoniaco y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.
c) Al mezclar las disoluciones de ácido acético y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.
d) Al mezclar las disoluciones de ácido cianhídrico y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.
e) Al mezclar las disoluciones de ácido acético y amoniaco no se producirá ninguna reacción apreciable.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. Al mezclar dos ácidos débiles, acético y cianhídrico no se produce ninguna reacción.

b) Verdadero. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, el NaF se comporta como una base débil y el valor del pK_b del ion fluoruro es:

$$pK_b(F^-) = pK_w - pK_a(HF) = 14 - 3{,}0 = 11$$

Al mezclar dos bases débiles, amoniaco y fluoruro no se produce ninguna reacción.

c) Verdadero. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido acético (débil) e ion fluoruro (base débil) es:

$$CH_3COOH(aq) + F^-(aq) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + HF(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[HF]}{[CH_3COOH]\,[F^-]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[H_3O^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \cdot \frac{[HF]}{[H_3O^+]\,[F^-]} = \frac{K_a(CH_3COOH)}{K_a(HF)}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-4,7}}{10^{-3,0}} = 10^{-1,7}$$

El pequeño valor de la constante de equilibrio indica que no hay reacción apreciable.

d) Verdadero. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido cianhídrico (débil) e ion fluoruro (base débil) es:

$$HCN(aq) + F^-(aq) \leftrightarrows CN^-(aq) + HF(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[CN^-]\,[HF]}{[HCN]\,[F^-]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[H_3O^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]} \cdot \frac{[HF]}{[H_3O^+]\,[F^-]} = \frac{K_a(HCN)}{K_a(HF)}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-9,2}}{10^{-3,0}} = 10^{-6,2}$$

El pequeño valor de la constante de equilibrio indica que no hay reacción apreciable.

e) **Falso**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido acético (débil) y amoniaco (base débil) es:

$$CH_3COOH(aq) + NH_3(aq) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[NH_4^+]}{[CH_3COOH]\,[NH_3]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[H_3O^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \cdot \frac{[NH_4^+]}{[H_3O^+]\,[NH_3]} = \frac{K_a(CH_3COOH)}{K_a(NH_4^+)}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-4,7}}{10^{-9,4}} = 10^{4,7}$$

El elevado valor de la constante de equilibrio indica que no se trata de un equilibrio y que la reacción transcurre hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **e**.

6.54. ¿Cuál de las siguientes sales genera, al disolverse en agua, una disolución con el menor pH?
a) KOCl
b) KBr
c) KNO_2
d) KF

(O.Q.L. Valencia 2016)

a) Falso. El hipoclorito de potasio, KClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KClO(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + K^+(aq)$$

- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada débil del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:

$$ClO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HClO(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene pH > 7.

b) **Verdadero**. El bromuro de potasio, KBr, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

$$KBr(aq) \rightarrow K^+(aq) + Br^-(aq)$$

▪ Los iones K^+ y Br^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O, por tanto, la disolución tiene pH = 7.

c) Falso. El nitrito de potasio, KNO_2, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KNO_2(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza según la ecuación:

$$NO_2^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HNO_2(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene pH > 7.

d) Falso. El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KF(aq) \rightarrow F^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución tiene pH > 7.

La disolución con menor pH es la de KBr.

La respuesta correcta es la **b**.

6.55. El naranja de metilo es un indicador ácido-base que en medio ácido tiene color rojo y toma color anaranjado en medio alcalino. La disolución acuosa de sólo una de las siguientes sales: NH_4Br, CsCl, NaCN y KI, provocará que el naranja de metilo tome el color anaranjado.
a) NH_4Br
b) CsCl
c) NaCN
d) KI

(O.Q.L. Valencia 2016)

El naranja de metilo presentará color anaranjado cuando el medio en el que se encuentre la cantidad de iones OH^- supere a la de iones H_3O^+.

a) Falso. El NH_4Br es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$NH_4Br(aq) \rightarrow Br^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante tiene pH < 7 lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

b) Falso. El CsCl es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$CsCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Cs^+(aq)$$

▪ Los iones Cs^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O, por lo que la disolución resultante tiene pH = 7 lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

c) **Verdadero**. El NaCN es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$NaCN(aq) \rightarrow Na^+(aq) + CN^-(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene pH > 7 lo que motiva que el naranja de metilo tome color anaranjado.

d) Falso. El KI es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$KI(aq) \rightarrow I^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ Los iones K^+ y I^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O, por lo que la disolución resultante tiene pH = 7 lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

La respuesta correcta es la **c**.

6.56. Señale cuál de las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias químicas, en igual concentración molar, tendrá el mayor pH:
a) CH_3COOH
b) $NaCH_3COO$
c) HNO_3
d) $NaNO_3$

(O.Q.L. Asturias 2016)

a) Falso. El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El medio contiene iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución tiene carácter ácido y el pH < 7.

b) **Verdadero**. El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO\ (aq) \rightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

El medio contiene iones OH^-, por lo tanto, la disolución tiene carácter básico y el pH > 7.

c) Falso. El ácido nítrico, HNO_3, es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente de acuerdo con la ecuación:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

El medio contiene iones H_3O^+, por tanto, la disolución tiene carácter ácido y el pH < 7.

d) Falso. El nitrato de potasio, $NaNO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O.

La respuesta correcta es la **b**.

6.57. Tras diluir 25,0 mL de una disolución de NH_4Cl 1,00 M en 100 mL de agua, el pH resultante es:
a) 5,25
b) 3,80
c) 4,92
d) 7,25
e) 1,73
(Dato. K_b (NH_3) = 1,80·10^{-5}).

(O.Q.L. País Vasco 2017)

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad \text{donde} \qquad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{1{,}8\cdot10^{-5}} = 5{,}56\cdot10^{-10}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración de la disolución que se obtiene después de la dilución es:

$$c = \frac{25{,}0\text{ mL } NH_4Cl\text{ 1,00 M}}{(25{,}0 + 100)\text{ mL disolución}} \cdot \frac{1{,}00\text{ mmol } NH_4Cl}{1\text{ mL } NH_4Cl\text{ 1,00 M}} = 0{,}200\text{ M}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[NH_3] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [NH_4^+] = c - [H_3O^+]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$5{,}56\cdot10^{-10} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}200\text{ M}} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 1{,}05\cdot10^{-5}\text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(1{,}05\cdot10^{-5}) = 4{,}98$$

Ninguna respuesta es correcta.

(El resultado obtenido se aproxima al propuesto en el apartado c) que presupone que el volumen final de la disolución debería ser 100 mL y no 125 mL como se deduce del enunciado).

6.58. Se han preparado en el laboratorio las siguientes disoluciones en concentración 0,01 M: $NaBO_3$ ($pK_a = 9{,}14$), Na_2CO_3 ($pK_{a1} = 6{,}35$; $pK_{a2} = 10{,}33$), Na_2SO_4 ($pK_{a2} = 1{,}99$); Na_3PO_4 ($pK_{a1} = 2{,}15$; $pK_{a2} = 7{,}21$; $pK_{a3} = 12{,}34$), $NaCH_3COO$ ($pK_a = 4{,}75$). ¿Cuál de todas ellas muestra el mayor valor de pH?
a) $NaBO_3$
b) Na_2CO_3
c) Na_2SO_4
d) Na_3PO_4
e) $NaCH_3COO$

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En todos los casos se trata de sales sódicas y, teniendo en cuenta que el ion Na^+ no sufre hidrólisis por proceder de una base fuerte como el NaOH, el pH de la disolución resultante dependerá de la hidrólisis del anión correspondiente.

El anión A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[HA]\,[OH^-]}{[A^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[HA] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [A^-] = c - [OH^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$pK_{b\,(A^-)} = pK_w - pK_a \qquad \rightarrow \qquad K_{b\,(A^-)} = \frac{K_w}{K_{a\,(HA)}}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

La expresión de la constante de basicidad se reduce a:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

La sal que presente menor valor de K_b proporciona menor valor de $[OH^-]$ y, por tanto, mayor pH de la disolución.

De las sales propuestas, el pH más alto (más básico) corresponde a la disolución de Na_3PO_4 que tiene menor valor de pK_b.

En la siguiente tabla se muestran los resultados obtenidos para todas las sales propuestas:

sal	pK_a	pK_b	pH
$NaBO_3$	9,14	4,86	10,6
Na_2CO_3	10,33	3,67	11,2
Na_2SO_4	1,99	12,01	6,995
Na_3PO_4	12,34	1,66	12,2
$NaCH_3COO$	4,75	9,25	8,4

La respuesta correcta es la **d**.

6.59. El pH de la disolución formada por $NaHCO_3$ y agua:
a) Es neutro.
b) Es ácido debido a la formación de CO_2.
c) Es básico como consecuencia de la reacción de hidrólisis del anión HCO_3^-.
d) Será ácido o básico según la concentración de la misma.

(O.Q.L. Murcia 2017)

El hidrogenocarbonato de sodio, $NaHCO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaHCO_3(aq) \rightarrow HCO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion HCO_3^-, es la base conjugada débil del ácido débil H_2CO_3, pero también es el ácido conjugado débil de la base débil CO_3^{2-}. Se trata de un anfótero que se comporta como ácido y como base de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$$

Sumando ambas ecuaciones y teniendo en cuenta que los iones H_3O^+ y OH^- formados se neutralizan entre sí:

$$2\ HCO_3^-(aq) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_2CO_3(aq) \quad \rightarrow \quad [CO_3^{2-}] = [H_2CO_3]$$

La expresión de las constantes de acidez y basicidad (hidrólisis) de ambas reacciones es:

$$\left.\begin{array}{l} K_{a_1} = \dfrac{[CO_3^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HCO_3^-]} \\ K_h = \dfrac{K_w}{K_{a_2}} = \dfrac{[H_2CO_3][OH^-]}{[HCO_3^-]} \end{array}\right\} \rightarrow \quad K_{a_1} \cdot K_{a_2} = [H_3O^+]^2$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene:

$$pH = \frac{1}{2}\left(pK_{a_1} + pK_{a_2}\right)$$

El pH de la disolución es:

$$pH = \frac{1}{2}(6{,}3 + 10{,}3) = 8{,}30$$

Como se observa, la disolución tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **c**.

(Para poder responder de forma adecuada es necesario proporcionar los valores de los pK_a del H_2CO_3).

6.60. Indique la concentración del ion amonio sin hidrolizar en equilibrio en una disolución de sulfato de amonio que tiene pH = 4,50.
a) 1,35 M
b) 0,84 M
c) 1,69 M
d) 4,12 M
(Dato. K_b (NH_3) =1,70·10^{-5}).

(O.Q.L. Galicia 2018)

El sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$(NH_4)_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ NH_4^+(aq)$$

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad \text{donde} \qquad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}00\cdot10^{-14}}{1{,}70\cdot10^{-5}} = 5{,}88\cdot10^{-10}$$

Si la disolución tiene pH = 4,50; de acuerdo con el concepto de pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4{,}50} = M = 3{,}16\cdot10^{-5}\ M$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[NH_3] = [H_3O^+]$$

El valor de $[NH_4^+]$ es:

$$5{,}88\cdot10^{-10} = \frac{(3{,}16\cdot10^{-5})^2}{[NH_4^+]} \qquad \rightarrow \qquad [NH_4^+] = 1{,}70\ M$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.61. Se han preparado disoluciones acuosas de la misma concentración de los siguientes compuestos: HNO_3, NH_4Cl, NaCl, $NaHCO_3$ y NaAc. Sabiendo que: $pK_a\ (NH_4^+/NH_3) = 9{,}4$; $pK_{a1}\ (H_2CO_3/HCO_3^-) = 6{,}4$; $pK_{a2}\ (HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10{,}3$ y $pK_a\ (HAc/Ac^-) = 4{,}6$; ¿cuál de las siguientes opciones ordene correctamente, en orden creciente, los pH de las disoluciones obtenidas?

a) $HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < NaHCO_3 < NaAc$
b) $HNO_3 < NaHCO_3 < NaCl < NH_4Cl < NaAc$
c) $HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < NaAc < NaHCO_3$
d) $HNO_3 < NaCl < NH_4Cl < NaAc < NaHCO_3$
e) $HNO_3 < NaHCO_3 < NH_4Cl < NaCl < NaAc$

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Suponiendo que todas las disoluciones son 0,10 M.

▪ El HNO_3 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0{,}10\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(0{,}10) = 1{,}0$$

▪ El NH_4Cl es una sal que en disolución acuosa presenta hidrólisis ácida de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NH_4Cl\ (aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad \text{donde} \qquad K_a = 10^{-9{,}4}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[NH_3] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [NH_4^+] \approx 0{,}10\ M$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$10^{-9{,}4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0{,}10} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 6{,}3\cdot10^{-6}\ M$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log (6{,}3\cdot10^{-6}) = 5{,}2$$

▪ El NaCl es una sal en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan, por tanto, el pH = 7 ya que lo proporciona el H_2O.

▪ El $NaHCO_3$ es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaHCO_3(aq) \rightarrow HCO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion HCO_3^-, es la base conjugada débil del ácido débil H_2CO_3, pero también es el ácido conjugado débil de la base débil CO_3^{2-}. Se trata de un anfótero que se comporta como ácido y como base de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$$

Sumando ambas ecuaciones y teniendo en cuenta que los iones H_3O^+ y OH^- formados se neutralizan entre sí:

$$2\ HCO_3^-(aq) \leftrightarrows CO_3^{2-}(aq) + H_2CO_3(aq) \longrightarrow [CO_3^{2-}] = [H_2CO_3]$$

La expresión de las constantes de acidez y basicidad (hidrólisis) de ambas reacciones es:

$$\left.\begin{array}{l} K_{a_1} = \dfrac{[CO_3^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HCO_3^-]} \\ K_h = \dfrac{K_w}{K_{a_2}} = \dfrac{[H_2CO_3][OH^-]}{[HCO_3^-]} \end{array}\right\} \rightarrow \quad K_{a_1}\cdot K_{a_2} = [H_3O^+]^2$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene que el pH de la disolución es:

$$pH = \frac{1}{2}\left(pK_{a_1} + pK_{a_2}\right) = \frac{1}{2}(6{,}4 + 10{,}3) = 8{,}3$$

▪ El NaAc es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaAc(aq) \rightarrow Ac^-(aq) + Na^+(aq)$$

El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion Ac^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$Ac^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HAc(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[HAc]\,[OH^-]}{[Ac^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato se calcula mediante la expresión:

$$pK_a + pK_b = pK_w \quad \rightarrow \quad 4{,}6 + pK_b = 14 \quad \rightarrow \quad pK_b = 9{,}4 \quad \rightarrow \quad K_b = 10^{-9{,}4}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[HAc] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [Ac^-] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$10^{-9{,}4} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}10} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 6{,}3\cdot10^{-6}\ M$$

Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$pOH = -\log (6{,}3\cdot10^{-6}) = 5{,}2 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 5{,}2 = 8{,}8$$

De acuerdo con los valores obtenidos para las diferentes disoluciones, el orden creciente del pH es:

$$HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < NaHCO_3 < NaAc$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.62. Para el catión NH_4^+ en disolución acuosa, $K_a = 5{,}6\cdot10^{-10}$, señale la afirmación falsa:
a) El catión NH_4^+ es un ácido débil.
b) Las sales formadas por el anión NH_4^+ modifican el pH al disolverse en agua destilada.
c) El catión NH_4^+ reacciona con el agua según: $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$.
d) La sal NH_4Br dará una disolución acuosa de pH > 7.

(O.Q.L. Asturias 2018)

a) Verdadero. Dado el valor de la constante de equilibrio, el amonio es un ácido muy débil.

b) Verdadero. El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si el anión que le acompaña en la sal no se hidroliza, es decir, procede de un ácido fuerte, la disolución resultante tendrá un pH ácido.

c) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) **Falso**. El bromuro de amonio, NH_4Br, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Br(aq) \rightarrow Br^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, solo se producen iones H_3O^+ por lo que el $pH < 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

6.63. ¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4F 0,1 M?
a) > 7
b) < 7
c) 7
d) No se puede saber.

(O.Q.L. Valencia 2018)

El NH_4F, sal de ácido débil y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4F(aq) \rightarrow F^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Sin conocer el valor de las constantes de basicidad del NH_3 y de acidez de HF no es posible determinar la cantidad de iones H_3O^+ y OH^- que producen, respectivamente, el amonio y el fluoruro, por tanto, no es posible conocer el pH de la disolución.

La respuesta correcta es la **d**.

6.64. Si se preparan disoluciones 0,5 M de NH_3, NaCl y NH_4Cl, ¿cuál tendrá el pH más ácido?
a) NH_3
b) NaCl
c) NH_4Cl
d) NaCl y NH_4Cl tienen igual pH.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

▪ El equilibrio correspondiente a la ionización del amoniaco, NH_3, en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con la teoría de Brönsted (1923), el NH_3 capta un protón y se comporta como base, por tanto, su pH > 7 y la disolución es básica.

▪ El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

▪ El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, pH < 7 y la disolución es ácida.

La respuesta correcta es la **c**.

6.65. La hidrólisis es un fenómeno en virtud del cual:
a) Como indica la palabra, se rompe la molécula de dihidrógeno.
b) Como indica la palabra, se rompe la molécula de agua.
c) Se desplaza el equilibrio de autoionización del agua.
d) Como indica la palabra, se rompe la estructura de la molécula.

(O.Q.L. La Rioja 2020)

La hidrólisis es la rotura de la molécula de agua en sus iones para que estos reaccionen con otros y formen una especie química.

La respuesta correcta es la **b**.

7. DISOLUCIONES REGULADORAS

7.1. Una disolución es 0,100 M en ácido acético y 0,100 M en acetato de sodio. Siendo $K_a = 1{,}80\cdot10^{-5}$, ¿cuál será la concentración de H_3O^+ en la disolución?
a) $1{,}36\cdot10^{-3}$ M
b) $1{,}80\cdot10^{-5}$ M
c) 0,100 M
d) 0,200 M

(O.Q.L. Asturias 1992)

Una mezcla formada por ácido acético (débil) y acetato de sodio, sal que contiene su base conjugada, CH_3COO^-, constituye una disolución reguladora. El equilibrio correspondiente viene dado por la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Si $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$, se obtiene:

$$[H_3O^+] = K_a = 1{,}80\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.2. Un estudiante de química necesita 250 mL de una disolución de un pH 9,00. ¿Cuántos gramos de cloruro de amonio deben de ser añadidos a 250 mL de amoniaco 0,200 M para preparar la disolución? Considere que la adición de la sal sólida no cambia el volumen y que el cloruro de amonio está totalmente disociado.
a) 19,3
b) 4,87
c) 1,62
d) 6,60
(Dato. pK_b (NH_3) = 4,74).

(O.Q.L. Asturias 1993)

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla de NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior se obtiene:

$$9{,}00 = 14{,}0 - 4{,}74 - \log\frac{[NH_4^+]}{0{,}200} \quad \rightarrow \quad [NH_4^+] = 0{,}348\ \text{mol L}^{-1}$$

Considerando que todo el NH_4^+ de la disolución procede, prácticamente, del NH_4Cl, la masa de este a disolver es:

$$250\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}348\ \text{mol}\ NH_4Cl}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0869\ \text{mol}\ NH_4Cl$$

$$0{,}0869\ \text{mol}\ NH_4Cl \cdot \frac{53{,}5\ \text{g}\ NH_4Cl}{1\ \text{mol}\ NH_4Cl} = 4{,}87\ \text{g}\ NH_4Cl$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.3. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora?
a) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol KOH
b) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol HCl
c) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol NH_4Cl
d) 1,0 mol NH_4Cl + 0,5 mol KOH
e) Ninguna de estas disoluciones.
(Dato. El volumen total es un litro).

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) **Verdadero**. La reacción química entre NH_3 y KOH no es posible ya que se trata de dos bases. No pueden formar una disolución reguladora.

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mol de NH_3. Al final de la reacción quedan 0,5 mol de NH_3 sin reaccionar y 0,5 mol de NH_4Cl formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

c) Falso. Una mezcla de NH_3 y NH_4Cl constituye, ya directamente, una disolución reguladora.

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y KOH es:

$$NH_4Cl(aq) + KOH(aq) \rightarrow NH_3(aq) + KCl(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mol de KOH, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mol de NH_4Cl. Al final de la reacción quedan 0,5 mol de NH_4Cl sin reaccionar y 0,5 mol de NH_3 formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

La respuesta correcta es la **a**.

7.4. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7?
a) 10 mL NH_3 0,1 M + 5,0 mL HCl 0,1 M
b) 10 mL HCNO 0,1 M + 10 mL NaOH 0,1 M
c) 10 mL HCNO 0,1 M + 5,0 mL NaOH 0,1 M
d) 10 mL NH_3 0,1 M + 10 mL HCl 0,1 M
e) Ninguna de estas mezclas.
(Datos. K_a (HCNO) = $2{,}2 \cdot 10^{-4}$ y K_b (NH_3) = $1{,}7 \cdot 10^{-5}$).

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Para que una disolución reguladora tenga pH > 7 debe estar formada por una base débil y una sal que contenga el ácido conjugado de esta.

a) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$5\ \text{mL HCl 0,1 M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,1 M}} = 0{,}5\ \text{mmol HCl}$$

$$10\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NH}_3}{1\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ \text{NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mmol de NH_3. Al final de la reacción quedan 0,5 mmol de NH_3 sin reaccionar y 0,5 mmol de NH_4Cl formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica.

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:

$$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrows \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_\text{b} = \frac{[\text{NH}_4^+]\,[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-]\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_\text{b} + \log\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - \text{p}K_\text{b} - \log\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 14 - \log\ (1{,}7\cdot10^{-5}) - \log\frac{0{,}5}{0{,}5} = 9{,}2$$

b-c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCNO y NaOH es:

$$\text{HCNO}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCNO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Las mezclas que contengan dos de estas especies no constituyen una disolución reguladora básica ya que no contienen una base débil y una sal que contega al ácido conjugado de esta.

d) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$10\ \text{mL}\ \text{HCl}\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{HCl}}{1\ \text{mL}\ \text{HCl}\ 0{,}1\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ \text{HCl}$$

$$10\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NH}_3}{1\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ \text{NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Situación similar a la propuesta en el apartado a) pero con la diferencia de que al final de la reacción solo queda 1,0 mmol de NH_4Cl formado.

La respuesta correcta es la **a**.

7.5. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil, HA, y su base conjugada, A^-. Si K_a para HA es $1{,}0\cdot10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:
a) 1,0
b) 7,0
c) 5,0
d) 13,0
e) 9,0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2015)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por un ácido HA y una sal que contiene la base conjugada A^- es:

$$\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrows \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} = [H_3O^+]\,\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Si $[A^-] = [HA]$ se obtiene:

$$[H_3O^+] = K_a = 1{,}0\cdot10^{-9}\ M$$

$$pH = -\log(1{,}0\cdot10^{-9}) = 9{,}0$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.6. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?
a) HCl + NaCl
b) NaCN + NaCl
c) HCN + NaCl
d) NaCN + HCN
e) HNO_3 + HCl

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Valencia 2018)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que el HCl es un ácido fuerte y no reacciona con el NaCl para formar un ácido débil.

b) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que las dos sales propuestas no reaccionan entre sí para formar un ácido débil.

c) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que el HCN es un ácido demasiado débil como para formar NaCN a partir del NaCl.

d) **Verdadero**. En las proporciones adecuadas, la mezcla de NaCN + HCN forma una disolución reguladora.

e) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que se trata de dos ácidos fuertes.

La respuesta correcta es la **d**.

7.7. Para el ion $H_2PO_4^-$ el pK_a es 7,21. Calcule el pH de 1,0 L de una disolución reguladora que contiene 0,50 mol de NaH_2PO_4 y 0,50 mol de Na_2HPO_4, después de la adición de 0,050 mol de KOH.
a) 7,12
b) 7,29
c) 7,75
d) 7,16
e) 7,21

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. El Escorial 2017)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido $H_2PO_4^-$ y una sal que contiene su base conjugada, HPO_4^{2-} es:

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HPO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = [H_3O^+]\,\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Las concentraciones antes de la adición de KOH son:

$$[HPO_4^{2-}] = [H_2PO_4^-] = \frac{0{,}50\ \text{mol}}{1{,}0\ \text{L}} = 0{,}50\ \text{M}$$

El pH de la disolución antes de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7{,}21 + \log\frac{0{,}50}{0{,}50} = 7{,}21$$

La adición de 0,050 mol de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:

$$H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq) \rightarrow HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

Los 0,050 mol de KOH consumen 0,050 mol de $H_2PO_4^-$ (ácido) y forman 0,050 mol de HPO_4^{2-} (base).

El pH de la disolución después de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7{,}21 + \log\frac{(0{,}50 + 0{,}05)}{(0{,}50 - 0{,}05)} = 7{,}30$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.8. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de una base débil, B, y su ácido conjugado, BH^+. Si K_b para B es $1{,}0\cdot10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:
a) 7,0
b) 13,0
c) 9,0
d) 1,0
e) 5,0

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2012)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por la base débil B y una sal que contiene su ácido conjugado BH^+ es:

$$B(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[BH^+]\,[OH^-]}{[B]} = [OH^-]\frac{[BH^+]}{[B]}$$

Si $[BH^+] = [B]$ se obtiene:

$$[OH^-] = K_b = 1{,}0\cdot10^{-9}\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1{,}0\cdot10^{-9}) = 9{,}0 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5{,}0 = 5{,}0$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y Madrid 2015).

7.9. ¿Cuál de las siguientes mezclas es una disolución reguladora con un pH menor de 7?
a) 10 mL de ácido acético 0,10 M + 10 mL de NaOH 0,10 M.
b) 10 mL de ácido acético 0,10 M + 5,0 mL de NaOH 0,10 M.
c) 10 mL de NH_3 0,10 M + 5,0 mL de HCl 0,10 M.
d) 10 mL de NH_3 0,10 M + 10 mL de HCl 0,10 M.
e) Ninguna de estas mezclas.
(Datos. K_a (ácido acético) = K_b (NH_3) = $1{,}7\cdot10^{-5}$).

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. País Vasco 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$10\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 1,0 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

b) La cantidad de cada especie es:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$5{,}0\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} = 0{,}50\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 0,50 mmol de CH_3COOH. Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 0,50 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y tiene un $pH < 7$.

La ecuación química correspondiente al equilibrio entre CH_3COOH y $NaCH_3COO$ es:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

En este caso, $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$ y el valor del pH de esta disolución es:

$$pH = pK_a = -\log(1{,}7 \cdot 10^{-5}) = 4{,}8$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$5{,}0\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M}} = 0{,}50\ \text{mmol HCl}$$

$$10\ \text{mL}\ NH_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mL}\ NH_3\ 0{,}10\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ NH_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 0,50 mmol de NH_3. Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de NH_3 sin reaccionar y 0,50 mmol de NH_4Cl formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica.

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

En este caso, $[NH_3] = [NH_4^+]$ y el valor del pH de esta disolución es:

$$pH = 14 - pK_b = 14 - \log\,(1{,}7\cdot10^{-5}) = 9{,}2$$

d) La cantidad de cada especie es:

$$10\text{ mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,10 M}} = 1{,}0\text{ mmol HCl}$$

$$10\text{ mL } NH_3\text{ 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\text{ mmol } NH_3}{1\text{ mL } NH_3\text{ 0,10 M}} = 1{,}0\text{ mmol } NH_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo queda 1,0 mmol de NH_4Cl formado. Se trata de una sal que presenta hidrólisis ácida de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NH_4Cl\,(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.10. Para el amoníaco, $pK_b = 4{,}76$. El pH de una disolución reguladora formada por NH_3 0,0500 M y NH_4Cl 0,200 M es:
a) 8,94
b) 9,84
c) 8,64
d) 9,54
e) 8,00

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla de NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\mathrm{pOH} = \mathrm{p}K_\mathrm{b} + \log\frac{[\mathrm{NH_4^+}]}{[\mathrm{NH_3}]} \quad \rightarrow \quad \mathrm{pH} = 14 - \mathrm{p}K_\mathrm{b} - \log\frac{[\mathrm{NH_4^+}]}{[\mathrm{NH_3}]}$$

El valor del pH de la disolución propuesta es:

$$\mathrm{pH} = 14 - 4{,}76 - \log\left(\frac{0{,}200}{0{,}0500}\right) = 8{,}64$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.11. Elija el intervalo de pH efectivo de una disolución reguladora de HF–NaF.
a) 5,0–7,0
b) 2,2–4,2
c) 6,0–8,0
d) 9,8–11,8
e) Ninguno de estos intervalos.
(Dato. Constante de disociación ácida del HF = $6{,}8\cdot10^{-4}$).

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El intervalo de pH de regulación es aquél en el que una disolución reguladora neutraliza eficazmente los ácidos y bases añadidos manteniendo constante el pH. A efectos prácticos este intervalo es de 2 unidades de pH.

La ecuación química ajustada correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de HF y NaF es:

$$\mathrm{HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)}$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_\mathrm{a} = \frac{[\mathrm{F^-}]\,[\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HF}]} = [\mathrm{H_3O^+}]\frac{[\mathrm{F^-}]}{[\mathrm{HF}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{a} + \log\frac{[\mathrm{F^-}]}{[\mathrm{HF}]}$$

La máxima capacidad de regulación del pH por parte de este tipo de disoluciones se consigue cuando [ácido] = [base]. En ese instante el pH de la disolución es:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{a} = -\log K_\mathrm{a} \quad \rightarrow \quad \mathrm{pH} = -\log(6{,}8\cdot10^{-4}) = 3{,}2$$

Por tanto, el intervalo de regulación de pH de la disolución propuesta es 3,2 ± 1, es decir, en el intervalo de pH comprendido entre 2,2 y 4,2.

La respuesta correcta es la **b**.

7.12. Un técnico de laboratorio desea preparar una disolución reguladora de pH = 5. ¿Cuál de los siguientes ácidos será el más adecuado para ello?
a) $\mathrm{H_2C_2O_4}$ ($K_\mathrm{a} = 5{,}9\cdot10^{-2}$)
b) $\mathrm{H_3AsO_4}$ ($K_\mathrm{a} = 5{,}6\cdot10^{-3}$)
c) $\mathrm{HC_2H_3O_2}$ ($K_\mathrm{a} = 1{,}8\cdot10^{-5}$)
d) HOCl ($K_\mathrm{a} = 3{,}0\cdot10^{-8}$)
e) HCN ($K_\mathrm{a} = 4{,}9\cdot10^{-10}$)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una disolución reguladora ácida está formada por una mezcla equimolecular de ácido, HA, y su base conjugada $\mathrm{A^-}$. La ecuación química correspondiente al equilíbrio entre ambas especies es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} = [H_3O^+]\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Al tratarse de una mezcla equimolecular se tiene que $[A^-] = [HA]$ y el valor del pH es:

$$pH = pK_a$$

El pH de la disolución lo proporcionará el valor de pK_a del ácido integrante de la disolución reguladora. Estos valores se muestran en la siguiente tabla:

Ácido	$H_2C_2O_4$	H_3AsO_4	$HC_2H_3O_2$	HOCl	HCN
K_a	$5{,}9\cdot10^{-2}$	$5{,}6\cdot10^{-3}$	$1{,}8\cdot10^{-5}$	$3{,}0\cdot10^{-8}$	$4{,}9\cdot10^{-10}$
pK_a	1,2	2,3	4,7	7,5	9,3

El ácido cuyo pK_a se aproxima más al valor de pH = 5 es, $HC_2H_3O_2$ ($pK_a = 4{,}7$).

La respuesta correcta es la **c**.

7.13. Una disolución compuesta inicialmente de ácido hidrazoico, HN_3, 0,50 M y de NaN_3 0,25 M cuando se alcanza el equilibrio tiene un pH de 4,78. ¿Cuál es la K_b del N_3^-?
a) $1{,}7\cdot10^{-5}$
b) $1{,}7\cdot10^{-11}$
c) $1{,}2\cdot10^{-9}$
d) $1{,}2\cdot10^{-7}$
e) $8{,}5\cdot10^{-6}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de HN_3 y NaN_3 es:

$$HN_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows N_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[N_3^-]\,[H_3O^+]}{[HN_3]} = [H_3O^+]\frac{[N_3^-]}{[HN_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[N_3^-]}{[HN_3]}$$

El valor del pK_a del ácido es:

$$4{,}78 = pK_a + \log\left(\frac{0{,}25}{0{,}50}\right) \qquad \rightarrow \qquad pK_a = 5{,}08$$

El valor de la constante de acidez del HN_3 es:

$$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-5{,}08}$$

La relación entre la constante de fuerza de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la K_b del N_3^- es:

$$K_b = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{10^{-5{,}08}} = 1{,}2\cdot10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.14. Una disolución de un ácido débil monoprótico y de una de sus sales tendrá la máxima eficacia reguladora de pH cuando:
a) El pH sea 7.
b) La concentración del ácido y de la sal sean iguales y elevadas.
c) La concentración del ácido sea elevada.
d) El pH sea alcalino.

(O.Q.L. Madrid 2004)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de un ácido débil monoprótico, HA, y una de sus sales que contenga su base conjugada, A^- es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} = [H_3O^+]\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

La máxima eficacia reguladora de una disolución tampón se consigue si es capaz de neutralizar pequeñas cantidades de ácido o base sin que se produzca una variación apreciable de pH, y esto ocurre si:

$$[HA] = [A^-] \quad \rightarrow \quad pH \approx pK_a$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.15. Se preparan 500 mL de disolución reguladora disolviendo 2,16 g de benzoato de sodio, NaC_6H_5COO, en el volumen suficiente de ácido benzoico 0,033 M (K_a ácido benzoico = $6{,}3\cdot10^{-5}$).
El pH es:
a) 4,16
b) 4,37
c) 4,64
d) 5,77
e) 6,30

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de C_6H_5COOH y NaC_6H_5COO es:

$$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]\,[H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = [H_3O^+]\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_\text{a} + \log\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Suponiendo que al añadir el sólido a la disolución no se produce variación apreciable de volumen, la concentración de la disolución de benzoato de sodio es:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{2{,}16\text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{500\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{144{,}0\text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}0300\text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(6{,}3\cdot10^{-5}) + \log\left(\frac{0{,}0300}{0{,}033}\right) = 4{,}16$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.16. Calcule los moles de acetato de sodio que hay que añadir a 1,0 L de una disolución 0,20 M de ácido acético ($\text{p}K_\text{a} = 4{,}74$) para hacer una disolución reguladora de pH = 5,0.
a) 0,36
b) 0,40
c) 0,63
d) 0,20
e) 0,48

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de CH_3COOH y NaCH_3COO:

$$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{CH}_3\text{COO}^-\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_\text{a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]\,[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+]\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_\text{a} + \log\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Si la disolución tiene pH = 5, sustituyendo se obtiene:

$$5{,}0 = 4{,}74 + \log\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{0{,}2} \quad \rightarrow \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0{,}36\text{ M}$$

La cantidad de NaCH_3COO que es preciso añadir a la disolución es:

$$1{,}0\text{ L NaCH}_3\text{COO 0,36 M}\cdot\frac{0{,}36\text{ mol NaCH}_3\text{COO}}{1\text{ L NaCH}_3\text{COO 0,36 M}} = 0{,}36\text{ mol NaCH}_3\text{COO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.17. Calcule el pH de una disolución reguladora 0,10 M en NH_3 y ($\text{p}K_\text{b} = 4{,}74$) 1,5 M en NH_4Cl después de añadir 0,10 mol L^{-1} de KOH.
a) 8,08
b) 8,25
c) 5,92
d) 8,41
e) 5,59

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

La adición de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:

$$NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow NH_3(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol, si se añaden 0,10 mol L^{-1} de KOH se consumen 0,10 mol L^{-1} de NH_4^+ (ácido) y se forman 0,10 mol L^{-1} de NH_3 (base).

El pH de la disolución después de la adición es:

$$pH = 14 - 4{,}74 - \log\frac{(1{,}5 - 0{,}10)}{(0{,}10 + 0{,}10)} = 8{,}41$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.18. Se prepara una disolución reguladora ácida que es 0,200 M en HAc y 0,100 M en NaAc. Su pH será más estable:
a) Con la adición de un ácido.
b) Con la adición de una base.
c) Será igualmente estable con la adición de un ácido o de una base.
d) La estabilidad de las disoluciones reguladoras es independiente de la concentración de los pares conjugados ácido-base.

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química correspondiente al equilibrio del HAc es:

$$HAc(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows Ac^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Si a la disolución reguladora se añade el ácido H_3O^+, este reacciona con la base Ac^- de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$Ac^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow HAc(aq) + H_2O(l)$$

Si a la disolución reguladora que se añade base OH^-, esta reacciona con el ácido HAc de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$HAc(aq) + OH^-(aq) \rightarrow Ac^-(aq) + H_2O(l)$$

Como la concentración de ácido, [HAc] = 0,200 M, es el doble que la de base, [Ac^-] = 0,100 M, la disolución reguladora es capaz de mantener más el pH frente a la adición de base.

La respuesta correcta es la **b**.

7.19. El efecto regulador del pH en la sangre se realiza mediante el sistema H_2CO_3/HCO_3^-. ¿Cuál es la razón HCO_3^-/H_2CO_3 en la sangre sabiendo que su pH es 7,4?
a) $5{,}2\cdot10^{-10}$
b) $1{,}2\cdot10^{-3}$
c) 0,091
d) 11,0
(Datos. K_{a_1} (H_2CO_3) = $4{,}4\cdot10^{-7}$; K_{a_2} (HCO_3^-) = $4{,}7\cdot10^{-11}$).

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Asturias 2016)

La ecuación química correspondiente al equilibrio del H_2CO_3 es:

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante K_{a_1} es:

$$K_{a_1} = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]}$$

Si para la sangre pH = 7,4 el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7,4}\ M$$

El valor de la relación H_2CO_3 / HCO_3^- es:

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{K_{a_1}}{[H_3O^+]} = \frac{4,4\cdot10^{-7}}{10^{-7,4}} = 11$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.20. El pH de una disolución reguladora de NH_4Cl 1,0 M y NH_3 0,50 M es:
a) 9,2
b) 8,9
c) 9,5
d) 4,8
e) 7,0
(Dato. K_a (ion amonio) = $6,3\cdot10^{-10}$).

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es viene dado por la siguiente ecuación:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\cdot\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

La relación entre las constantes de basicidad y acidez del NH_3 y NH_4^+ viene dada por la expresión:

$$K_b\,(NH_3) = \frac{K_w}{K_a\,(NH_4^+)}$$

La constante de basicidad del NH_3 y el pK_b son, respectivamente:

$$K_b = \frac{1,0\cdot10^{-14}}{6,3\cdot10^{-10}} = 1,6\cdot10^{-5} \quad \rightarrow \quad pK_b = -\log\,(1,6\cdot10^{-5}) = 4,8$$

El valor del pH de la disolución es:

$$pH = 14 - 4,8 - \log\frac{1,0}{0,50} = 8,9$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

7.21. Se preparan las siguientes disoluciones:
1) Se mezclan 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de NH_3 0,10 M.
2) Se mezclan 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de acetato de sodio 0,10 M.
3) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de ácido acético 0,10 M.
4) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NH_3 0,10 M.
5) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de acetato de sodio 0,10 M.
Indique en qué caso se obtiene una disolución tampón:
a) En ningún caso.
b) En la disolución 5.
c) En las disoluciones 4 y 5.
d) En las disoluciones 1 y 2.
e) En la disolución 3.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

1) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y NH_3 (base débil) no es una disolución tampón.

2) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y $NaCH_3COO$ (base débil) no es una disolución tampón.

3) Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y CH_3COOH (ácido débil) no es una disolución tampón.

4) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol HCl}$$

$$25\ \text{mL } NH_3\ \text{0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } NH_3}{1\ \text{mL } NH_3\ \text{0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol } NH_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 2,5 mmol de NH_4Cl, por lo tanto, la mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH_3 (base débil) no es una disolución tampón.

5) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $NaCH_3COO$ es:

$$HCl(aq) + NaCH_3COO(aq) \rightarrow NaCl(aq) + CH_3COOH(aq)$$

La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol HCl}$$

$$50\ \text{mL } NaCH_3COO\ \text{0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } NaCH_3COO}{1\ \text{mL } NaCH_3COO\ \text{0,10 M}} = 5{,}0\ \text{mmol } NaCH_3COO$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 2,5 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 2,5 mmol de $NaCH_3COO$. Al final de la reacción quedan 2,5 mmol de $NaCH_3COO$ sin reaccionar y 2,5 mmol de CH_3COOH formado, por lo tanto, la mezcla formada por CH_3COOH (ácido débil) y $NaCH_3COO$ (base débil) es una disolución tampón.

La respuesta correcta es la **b**.

7.22. Los gramos de benzoato de sodio, C_6H_5COONa, que hay que añadir a 250 mL de una disolución de ácido benzoico, C_6H_5COOH, 0,050 M ($K_a = 6{,}4\cdot10^{-5}$), para obtener una disolución de pH = 3,0; son:
a) 0,781
b) 0,115
c) 0,461
d) 0,0032

(O.Q.L. Madrid 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por C_6H_5COOH y C_6H_5COONa es:

$$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]\,[H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = [H_3O^+]\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

El valor del pK_a es:

$$pK_a = -\log K_a = -\log(6{,}4\cdot10^{-5}) = 4{,}2$$

El valor de $[C_6H_5COO^-]$ es:

$$3{,}0 = 4{,}2 + \log\frac{[C_6H_5COO^-]}{0{,}050} \quad \rightarrow \quad [C_6H_5COO^-] = 3{,}2\cdot10^{-3}\ M$$

Suponiendo que se no se produce variación apreciable de volumen en los 250 mL de disolución al añadir el sólido, la masa de C_6H_5COONa a disolver es:

$$250\ mL\ disolución \cdot \frac{3{,}2\cdot10^{-3}\ mol\ C_6H_5COONa}{10^3\ mL\ disolución} \cdot \frac{144{,}0\ g\ C_6H_5COONa}{1\ mol\ C_6H_5COONa} = 0{,}11\ g\ C_6H_5COONa$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

7.23. ¿Cuál es la concentración de iones H^+ en una disolución de ácido benzoico, $HC_7H_5O_2$, de concentración $5{,}0\cdot10^{-2}$ M ($K_a = 6{,}3\cdot10^{-5}$) en la que la concentración de benzoato, $C_7H_5O_2^-$, es $5{,}0\cdot10^{-3}$ M?
a) $1{,}8\cdot10^{-3}$ M
b) $5{,}6\cdot10^{-9}$ M
c) $5{,}0\cdot10^{-3}$ M
d) $6{,}3\cdot10^{-4}$ M
e) $6{,}3\cdot10^{-5}$ M

(O.Q.N. Ávila 2009)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por $HC_7H_5O_2$ y $C_7H_5O_2^-$ es:

$$HC_7H_5O_2(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_7H_5O_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_7H_5O_2^-]\,[H_3O^+]}{[HC_7H_5O_2]}$$

Sustituyendo se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$6{,}3\cdot10^{-5} = [H_3O^+]\cdot\frac{5{,}0\cdot10^{-3}}{5{,}0\cdot10^{-2}} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 6{,}3\cdot10^{-4}\ M$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.24. Si se deja caer unas gotas de disolución de ácido clorhídrico sobre 10 mL de una disolución que contenga ácido acético y acetato de sodio, el pH de dicha disolución:
a) Aumentará.
b) Disminuirá.
c) Prácticamente no se modificará.
d) Desaparece.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Asturias 2013)

Una mezcla de CH_3COOH y $NaCH_3COO$ se comporta como una disolución reguladora si contiene cantidades similares de ambas sustancias. La característica de la misma es que mantiene el pH frente a pequeñas adiciones de ácido o de base.

Si se añade una pequeña cantidad de HCl (ácido) a la mezcla, los iones H_3O^+ liberados por el ácido reaccionan con los iones CH_3COO^- (base) de la disolución manteniendo el pH prácticamente constante.

$$CH_3COO^-(aq) + HCl(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq) + Cl^-(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.25. Al mezclar 20 mL de acetato de sodio 0,20 M ($pK_a = 4{,}75$) con 10 mL de HCl 0,20 M, el pH de la disolución resultante es:
a) 5,55
b) 8,35
c) 4,75
d) 7,73
e) 2,73

(O.Q.N. Valencia 2011)

La constante de acidez del ácido acético es:

$$pK_a = 4{,}75 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 1{,}8\cdot10^{-5}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $NaCH_3COO$ y HCl es:

$$HCl(aq) + NaCH_3COO(aq) \rightarrow NaCl(aq) + CH_3COOH(aq)$$

La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 20\ \text{mL}\ NaCH_3COO\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}20\ \text{mmol}\ NaCH_3COO}{1\ \text{mL}\ NaCH_3COO\ 0{,}20\ \text{M}} = 4{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO \\ 10\ \text{mL}\ HCl\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}20\ \text{mmol}\ HCl}{1\ \text{mL}\ HCl\ 0{,}20\ \text{M}} = 2{,}0\ \text{mmol}\ HCl \end{array}\right\} \rightarrow \frac{4{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO}{2{,}0\ \text{mmol}\ HCl}$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra $NaCH_3COO$.

Relacionado ambos reactivos:

$$2{,}0\ \text{mmol}\ HCl \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ NaCH_3COO}{1\ \text{mmol}\ HCl} = 2{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO$$

$$4{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO\ \text{(inicial)} - 2{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO\ \text{(gastado)} = 2{,}0\ \text{mmol}\ NaCH_3COO\ \text{(exceso)}$$

Relacionado HCl con CH_3COOH formado:

$$2{,}0\ \text{mmol}\ HCl \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mmol}\ HCl} = 2{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

Se tiene una mezcla formada por 2 mmol de CH_3COOH y 2 mmol de $NaCH_3COO$, lo que constituye una disolución reguladora cuya concentración, considerando volúmenes aditivos, es:

$$[CH_3COOH] = [NaCH_3COO] = \frac{2{,}0\ \text{mmol}}{(20 + 10)\ \text{mL}} = 0{,}067\ \text{M}$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

El valor del pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4{,}75 + \log\left(\frac{0{,}067}{0{,}067}\right) = 4{,}75$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.26. Una disolución reguladora o tampón es aquella que:
a) Regula el pH.
b) Es capaz de neutralizar los iones H_3O^+ o los OH^- añadidos con lo que el pH varía poco o nada.
c) Es capaz, mediante el desplazamiento de un equilibrio, de eliminar los iones H_3O^+ o los OH^- añadidos con lo que el pH varía poco.
d) Es capaz de eliminar, mediante una reacción de hidrólisis, los iones H_3O^+ o los OH^- añadidos con lo que el pH varía poco o nada.

(O.Q.L. Asturias 2011)

Una disolución reguladora está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga a su conjugado. La presencia de cantidades similares de ácido/base conjugada o de base/ácido conjugado en el equilibrio hace que pueda eliminar los iones H_3O^+ y OH^- añadidos sin que apenas cambie el pH de la disolución.

La respuesta correcta es la **c**.

7.27. Se preparan cuatro disoluciones de la siguiente manera:
i) Mezclando 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de NH_4NO_3 0,10 M
ii) Mezclando 25 mL de NaOH 0,10 M con 25 mL de NH_4NO_3 0,10 M
iii) Mezclando 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de NH_4NO_3 0,10 M
iv) Mezclando 25 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NH_4NO_3 0,10 M
a) En ningún caso se obtiene una disolución tampón.
b) La disolución i es una disolución tampón.
c) Las disoluciones ii y iv son disoluciones tampón.
d) Las disoluciones iii y iv son disoluciones tampón.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Una disolución reguladora o tampón está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y NH_4NO_3 es:

$$NaOH(aq) + NH_4NO_3(aq) \rightarrow NH_3(aq) + NaNO_3(aq)$$

i) La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 25\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol NaOH} \\ 50\ \text{mL } NH_4NO_3\ \text{0,10 M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol } NH_4NO_3}{1\ \text{mL } NH_4NO_3\ \text{0,10 M}} = 5{,}0\ \text{mmol } NH_4NO_3 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{5{,}0\ \text{mmol } NH_4NO_3}{2{,}5\ \text{mmol NaOH}} = 2$$

Como la relación molar es mayor que 1 el NaOH es el limitante de la reacción que consume 2,5 mmol de NH_4NO_3. Al final de la reacción quedan 2,5 mmol de NH_4NO_3 sin reaccionar y 2,5 mmol de NH_3 formado. La mezcla formada por NH_3 (base débil) y NH_4NO_3 (ácido débil) es una disolución tampón.

ii) La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{r} 25\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol NaOH} \\ 25\ \text{mL } NH_4NO_3\ \text{0,10 M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol } NH_4NO_3}{1\ \text{mL } NH_4NO_3\ \text{0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol } NH_4NO_3 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{2{,}5\ \text{mmol } NH_4NO_3}{2{,}5\ \text{mmol NaOH}} = 1$$

Como la relación molar es igual a 1 se trata de cantidades estequiométricas. Al final de la reacción se forman 2,5 mmol de NH_3 y no queda NH_4NO_3 sin reaccionar, por lo tanto, no es una disolución tampón.

iii-iv) Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH_4NO_3 (ácido débil) no es una disolución tampón.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

7.28. Indique cuál de los siguientes pares de compuestos es adecuado para preparar una disolución reguladora:
a) $H_2SO_4 + Na_2SO_4$
b) $H_2SO_4 + NaOH$
c) $H_3PO_4 + Na_2HPO_4$
d) $HNO_3 + NaNO_3$
e) NaCl + NaHCOO

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y Na_2SO_4 (base débil) no se comporta como una disolución reguladora.

b) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y NaOH (base fuerte) no se comporta como disolución reguladora.

c) **Verdadero**. Una mezcla formada por H_3PO_4 (ácido débil) y Na_2HPO_4 (base débil) sí se comporta como una disolución reguladora.

d) Falso. Una mezcla formada por HNO_3 (ácido fuerte) y $NaNO_3$ (sal neutra que no se hidroliza) no se comporta como una disolución reguladora.

e) Falso. Una mezcla formada por NaCl (sal neutra que no se hidroliza) y NaHCOO (base débil) no se comporta como una disolución reguladora.

La respuesta correcta es la **c**.

7.29. Para preparar una disolución reguladora con pH = 4,87 se ha utilizado un ácido débil (y la sal del mismo ácido) cuya constante de acidez, $K_a = 3{,}31 \cdot 10^{-5}$. ¿Cuál debe ser la relación de concentraciones [sal]/[ácido]?
a) 2,45
b) 1,00
c) 0,41
d) 4,87
e) 3,12

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente al equilibrio del ácido débil HA es:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \qquad \rightarrow \qquad \frac{[sal]}{[ácido]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]}$$

Si la disolución tiene pH = 4,87; el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,87}\ M$$

El valor de la relación que se obtiene es:

$$\frac{[sal]}{[ácido]} = \frac{3,31\cdot10^{-5}}{10^{-4,87}} = 2,45$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.30. ¿Cuál es el pH de una disolución reguladora formada por piridina 0,0650 M, C_5H_5N, ($K_b = 1,70\cdot10^{-9}$) y cloruro de piridinio 0,200 M, $C_5H_5NH^+Cl^-$?
a) 4,60
b) 4,74
c) 5,10
d) 4,20

(O.Q.L. Galicia 2013)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por C_5H_5N y $C_5H_5NH^+Cl^-$ es:

$$C_5H_5N(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_5H_5NH^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[C_5H_5NH^+]\,[OH^-]}{[C_5H_5N]} = [OH^-]\frac{[C_5H_5NH^+]}{[C_5H_5N]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[C_5H_5N]} \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[C_5H_5N]}$$

El valor de pK_b es:

$$pK_b = -\log(1,70\cdot10^{-9}) = 8,77$$

El valor del pH de la disolución:

$$pH = 14,0 - 8,77 - \log\left(\frac{0,200}{0,0650}\right) = 4,74$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.31. Cuando se añade acetato de sodio sólido a una disolución acuosa de ácido acético:
a) El pH aumenta.
b) La concentración de H_3O^+ aumenta.
c) La concentración de ácido acético disminuye.
d) La constante de disociación de ácido acético, K_a, disminuye.
e) El grado de disociación del ácido acético aumenta.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Cuando se añade acetato de sodio una disolución de ácido acético se obtiene una mezcla formada por un ácido débil y una sal que contiene su base conjugada, lo que se denomina una disolución reguladora.

Las ecuaciones correspondientes a la disociación de ambas sustancias en disolución acuosa son:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Al aumentar el valor de $[CH_3COO^-]$ en el equilibrio, el valor de $[H_3O^+]$ se hacer menor para mantener el valor de constante, lo que hace aumentar el pH de la disolución.

La respuesta correcta es la **a**.

7.32. Se prepara una disolución reguladora de pH = 4,74 y para ello se mezclan dos disoluciones de 45,0 mL 0,200 M de ácido acético ($K_a = 1{,}80\cdot10^{-5}$) y acetato de sodio. ¿Qué variación de pH se produce al añadirle 10,0 mL de hidróxido de sodio 0,10 M?
a) ΔpH = 0,10
b) ΔpH = 0,20
c) ΔpH = 0,40
d) ΔpH = 0,70

(O.Q.L. Galicia 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido CH_3COOH y una sal que contiene la base conjugada, CH_3COO^-, es:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

La cantidad de CH_3COOH y de CH_3COONa que contiene la disolución es:

$$45{,}0\text{ mL } CH_3COOH\ 0{,}200\text{ M} \cdot \frac{0{,}200\text{ mmol } CH_3COOH}{1\text{ mL } CH_3COOH\ 0{,}200\text{ M}} = 9{,}00\text{ mmol } CH_3COOH$$

El pK_a del ácido acético es:

$$pK_a = -\log(1{,}80\cdot10^{-5}) = 4{,}74$$

La cantidad de NaOH añadido a la disolución es:

$$10{,}0\text{ mL NaOH } 0{,}100\text{ M} \cdot \frac{0{,}100\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH } 0{,}100\text{ M}} \cdot \frac{1\text{ mmol } OH^-}{1\text{ mmol NaOH}} = 1{,}00\text{ mmol } OH^-$$

La adición de NaOH (base) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con CH_3COOH y CH_3COO^-, y suponiendo volúmenes aditivos, se tiene que las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del NaOH son:

$$[CH_3COOH] = \frac{9{,}00\text{ mmol } CH_3COOH - 1{,}00\text{ mmol } OH^- \cdot \dfrac{1\text{ mmol } CH_3COOH}{1\text{ mmol } OH^-}}{(45{,}0 + 45{,}0)\text{ mL}} = 0{,}0889\text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{9{,}00\ \text{mmol}\ CH_3COO^- + 1{,}00\ \text{mmol}\ OH^- \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CH_3COO^-}{1\ \text{mmol}\ OH^-}}{(45{,}0 + 45{,}0)\ \text{mL}} = 0{,}111\ \text{M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4{,}74 + \log\left(\frac{0{,}111\ \text{M}}{0{,}0889\ \text{M}}\right) = 4{,}84$$

La variación de pH se produce es:

$$\Delta\text{pH} = 4{,}84 - 4{,}74 = 0{,}10$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.33. Qué especie química podría formar pareja con el ácido carbónico para tener una disolución amortiguadora o reguladora:
a) Dióxido de carbono
b) Ion carbonato
c) Ion hidróxido
d) Ion hidrogenocarbonato
e) No es posible formar pareja.

(O.Q.L. Madrid 2014)

Una disolución reguladora es una mezcla formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado. En el caso del ácido carbónico:

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

la mezcla debe estar formada por ácido carbónico, H_2CO_3, y su base conjugada, ion hidrogenocarbonato, HCO_3^-.

La respuesta correcta es la **d**.

7.34. ¿Cuál es el pH de la disolución que es 0,20 M en HF ($K_a = 7{,}2\cdot10^{-4}$) y 0,40 M en NaF?
a) 1,92
b) 2,84
c) 3,14
d) 3,44

(O.Q.L. La Rioja 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido HF y una sal que contiene la base conjugada, F^-, es:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]}$$

Se puede aproximar, sin cometer gran error, que en el equilibrio:

$$[HF] \approx 0{,}20\ \text{M} \qquad \text{y} \qquad [F^-] \approx 0{,}40\ \text{M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que los valores de $[H_3O^+]$ y pH de la disolución son, respectivamente:

$$7{,}2\cdot10^{-4} = [H_3O^+] \cdot \frac{0{,}40}{0{,}20} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 3{,}6\cdot10^{-4}\ \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log(3{,}6\cdot10^{-4}) = 3{,}4$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.35. Al añadir 1,00 cm^3 de HCl 1,00 M a 1,00 L de disolución de ácido acético 0,500 M ($K_a = 1{,}80 \cdot 10^{-5}$) y acetato de sodio 0,500 M, el pH:
a) Aumenta aproximadamente en una unidad.
b) Aumenta aproximadamente en media unidad.
c) Prácticamente no cambia.
d) Disminuye aproximadamente en una unidad.
e) Disminuye aproximadamente en dos unidades.

(O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido CH_3COOH y una sal que contiene la base conjugada, CH_3COO^-, es:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

La cantidad de CH_3COOH y de CH_3COONa que contiene la disolución es:

$$1\text{ L } CH_3COOH\text{ 0,50 M} \cdot \frac{10^3\text{ mL } CH_3COOH\text{ 0,500 M}}{1\text{ L } CH_3COOH\text{ 0,500 M}} \cdot \frac{0{,}500\text{ mmol } CH_3COOH}{1\text{ mL } CH_3COOH\text{ 0,500 M}} = 500\text{ mmol } CH_3COOH$$

El pK_a del ácido acético es:

$$pK_a = -\log(1{,}80 \cdot 10^{-5}) = 4{,}74$$

El pH de esta disolución reguladora es:

$$pH = 4{,}74 + \log\left(\frac{0{,}500}{0{,}500}\right) = 4{,}74$$

La cantidad de HCl añadido a la disolución es:

$$1{,}00\text{ mL HCl 1,00 M} \cdot \frac{1{,}00\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 1,00 M}} \cdot \frac{1\text{ mmol } H_3O^+}{1\text{ mmol HCl}} = 1{,}00\text{ mmol } H_3O^+$$

La adición de HCl (ácido) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^-, y suponiendo despreciable la variación de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[CH_3COOH] = \frac{500\text{ mmol } CH_3COOH + 1{,}00\text{ mmol } H_3O^+ \cdot \frac{1\text{ mmol mmol } CH_3COOH}{1\text{ mmol } H_3O^+}}{1\,000\text{ mL}} = 0{,}501\text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{500\text{ mmol } CH_3COO^- - 1{,}00\text{ mmol } H_3O^+ \cdot \frac{1\text{ mmol } CH_3COO^-}{1\text{ mmol } H_3O^+}}{1\,000\text{ mL}} = 0{,}499\text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$pH = 4{,}74 + \log\left(\frac{0{,}499}{0{,}501}\right) = 4{,}738$$

La variación de pH se produce es:

$$\Delta pH = 4{,}74 - 4{,}738 = -0{,}002$$

Como se observa, el pH de la disolución prácticamente no cambia.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2014).

7.36. ¿Con cuáles de los siguientes reactivos prepararía una disolución tampón de pH alrededor de 7,0?
a) NaH_2PO_4 y HCl
b) H_3PO_4 y HCl
c) NaH_2PO_4 y NaOH
d) Na_2HPO_4 y HCl
e) Na_3PO_4 y Na_2HPO_4
(Datos. H_3PO_4: $pK_{a_1} = 2{,}0$; $pK_{a_2} = 7{,}2$; $pK_{a_3} = 12{,}3$).

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla de un ácido débil, HA, y una de sus sales que contenga su base conjugada, A^-, viene dado por la siguiente ecuación:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} = [H_3O^+]\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por −1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

La capacidad reguladora máxima de una disolución tampón se consigue si se cumple que:

$$[HA] = [A^-] \quad \rightarrow \quad pH \approx pK_a$$

Por lo tanto, para preparar una disolución reguladora de pH ≈ 7 se debe elegir como ácido al NaH_2PO_4, sal que contiene el ion $H_2PO_4^-$ ($pK_a = 7{,}2$). Para obtener su base conjugada, HPO_4^{2-}, se debe hacer reaccionar sal anterior con NaOH de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$NaH_2PO_4(aq) + NaOH(aq) \leftrightarrows Na_2HPO_4(aq) + H_2O(l)$$

La siguiente ecuación química muestra el equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido $H_2PO_4^-$ y una sal que contiene su base conjugada HPO_4^{2-}:

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La ecuación de Henderson-Hasselbach correspondiente a este equilibrio es:

$$pH = pK_a + \log\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 7{,}2 + \log\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.37. ¿Cuántos moles de $NaCOOCH_3$ hay que añadir a 250,0 mL de una disolución de CH_3COOH 0,200 M ($K_a = 1{,}80\cdot10^{-5}$) para obtener una disolución reguladora con un pH de 3,50?
a) $1{,}14\cdot10^{-2}$
b) $2{,}85\cdot10^{-3}$
c) 0,878
d) 0,3516
e) 0,248

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por CH_3COOH y $NaCOOCH_3$ es:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

El valor del pK_a del ácido acético es:

$$pK_a = -\log K_a = -\log (1{,}80\cdot 10^{-5}) = 4{,}75$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior se obtiene el valor de $[CH_3COO^-]$ es:

$$3{,}50 = 4{,}75 + \log\frac{[CH_3COO^-]}{0{,}200} \quad \rightarrow \quad [CH_3COO^-] = 0{,}0114\ M$$

El número de moles de $NaCOOCH_3$ que se ha disolver en 250,0 mL de esta disolución es:

$$250{,}0\ mL\ disolución \cdot \frac{1\ L\ disolución}{10^3\ mL\ disolución} \cdot \frac{0{,}0114\ mol\ NaCOOCH_3}{1\ L\ disolución} = 2{,}85\cdot 10^{-3}\ mol\ NaCOOCH_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

7.38. Una disolución reguladora hecha con NH_3 y NH_4Cl tiene un pH de 10,0. ¿Qué procedimiento se podría usar para disminuir el pH?

I. Añadir HCl **II. Añadir NH_3** **III. Añadir NH_4Cl**

a) Solo I
b) Solo II
c) I y III
d) II y III

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Para cualquier disolución acuosa se cumple que:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] \quad \rightarrow \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

Sustituyendo $[OH^-]$ en la expresión de K_b se tiene:

$$K_b = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \cdot \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = \frac{K_b}{K_w} \cdot \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Para que disminuya el pH debe aumentar $[H_3O^+]$ y eso se consigue de dos formas:

- (I) Añadiendo HCl, que hace disminuir $[NH_3]$ al reaccionar ambas sustancias entre sí.
- (III) Añadiendo NH_4Cl, que hace aumentar $[NH_4^+]$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.39. Al mezclar volúmenes iguales de dos disoluciones de igual concentración, una de ácido acético ($pK_a = 4{,}7$) y otra de acetato de sodio, el pH de la disolución será:
a) pH < 4,7
b) pH > 4,7
c) pH = 4,7
d) pH = 7,0
e) El valor del pH dependerá de la concentración.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Una mezcla formada por ácido acético (débil) y acetato de sodio, sal que contiene su base conjugada, CH_3COO^-, constituye una disolución reguladora. El equilibrio correspondiente viene dado por la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Si los volúmenes de ambas disoluciones son iguales y, además, $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$, se obtiene:

$$[H_3O^+] = K_a \qquad \rightarrow \qquad pH = pK_a = 4{,}7$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.40. ¿Cuál/es de la/s siguiente/s mezcla/s forman una disolución reguladora o tampón?
I. 100 mL de HF 0,200 M y 200 mL de NaF 0,200 M
II. 200 mL de HCl 0,200 M y 200 mL de CH_3CO_2Na 0,400 M
III. 300 mL de CH_3CO_2H 0,100 M y 100 mL de CH_3CO_2Na 0,300 M
a) I
b) I y II
c) III
d) I, II y III

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Una mezcla disolución reguladora es aquélla que está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado.

- Mezcla I. Las cantidades de HF y de NaF que contienen ambas disoluciones son, respectivamente:

$$100\text{ mL HF 0,200 M} \cdot \frac{0{,}200\text{ mmol HF}}{1\text{ mL HF 0,200 M}} = 20{,}0\text{ mmol HF}$$

$$200\text{ mL NaF 0,200 M} \cdot \frac{0{,}200\text{ mmol NaF}}{1\text{ mL NaF 0,200 M}} = 40{,}0\text{ mmol NaF}$$

La mezcla formada por HF (ácido débil) y NaF (sal que contiene su base conjugada) sí que constituye una disolución reguladora que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$HF(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

- Mezcla II. Las cantidades de HCl y de CH_3CO_2Na que contienen las disoluciones son, respectivamente:

$$200\text{ mL HCl 0,200 M} \cdot \frac{0{,}200\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,200 M}} = 40{,}0\text{ mmol HCl}$$

$$200\ \text{mL}\ CH_3CO_2Na\ 0{,}400\ \text{M} \cdot \frac{0{,}400\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na}{1\ \text{mL}\ CH_3CO_2Na\ 0{,}400\ \text{M}} = 80{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na$$

El HCl (ácido fuerte) reacciona con CH_3CO_2Na (sal que contiene la base débil CH_3COO^-) de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$HCl(aq) + CH_3CO_2Na(aq) \leftrightarrows CH_3CO_2H(aq) + NaCl(aq)$$

Relacionando HCl con CH_3CO_2Na:

$$\frac{80{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na}{40{,}0\ \text{mmol HCl}} = 2{,}00$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra CH_3CO_2Na.

Las cantidades de CH_3CO_2Na en exceso y CH_3CO_2H formado son:

$$40{,}0\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na}{1\ \text{mmol HCl}} = 40{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na$$

$$40{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na\ \text{(inicial)} - 40{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na\ \text{(gastado)} = 40{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na\ \text{(exceso)}$$

$$40{,}0\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CH_3CO_2H}{1\ \text{mmol HCl}} = 40{,}0\ \text{mmol}\ CH_3CO_2H$$

La mezcla resultante de la reacción está formada por CH_3CO_2H (ácido débil) y CH_3CO_2Na (sal que contiene su base conjugada) sí que constituye una disolución reguladora que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$CH_3CO_2H(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

▪ Mezcla III. Las cantidades de CH_3CO_2H y CH_3CO_2Na que contienen ambas disoluciones son, respectivamente:

$$300\ \text{mL}\ CH_3CO_2H\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ CH_3CO_2H}{1\ \text{mL}\ CH_3CO_2H\ 0{,}100\ \text{M}} = 30\ \text{mmol}\ CH_3CO_2H$$

$$100\ \text{mL}\ CH_3CO_2Na\ 0{,}300\ \text{M} \cdot \frac{0{,}300\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na}{1\ \text{mL}\ CH_3CO_2Na\ 0{,}300\ \text{M}} = 30\ \text{mmol}\ CH_3CO_2Na$$

La mezcla formada por CH_3CO_2H (ácido débil) y CH_3CO_2Na (sal que contiene su base conjugada) sí que constituye una disolución reguladora que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$CH_3CO_2H(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.41. Una disolución acuosa 0,10 M de ácido acético ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) contiene el indicador rojo de metilo, que tiene un intervalo de viraje de pH entre 4,2 (color rojo) y 6,3 (color amarillo). Calcule la cantidad mínima (en gramos) de acetato de sodio que hay que añadir a 50,0 mL de esta disolución para que color sea amarillo.
a) 16,5
b) 14,7
c) 15,9
d) 13,1

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Si a una disolución de ácido acético, CH_3COOH, se le añade acetato de sodio, $NaCOOCH_3$,se forma disolución reguladora que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+]\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Para que la disolución tome color amarillo es necesario que su pH sea 6,3. El valor correspondiente de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,3} = 5{,}0\cdot10^{-7}\ M$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[CH_3COO^-]$ es:

$$[CH_3COO^-] = \frac{(1{,}8\cdot10^{-5})\cdot 0{,}10}{5{,}0\cdot10^{-7}} = 3{,}6\ M$$

Considerando que la adición del $NaCOOCH_3$ a los 50,0 mL de disolución de CH_3COOH, la masa del primero que preciso disolver es:

$$50{,}0\ mL\ disolución \cdot \frac{1\ L\ disolución}{10^3\ mL\ disolución} \cdot \frac{3{,}6\ mol\ CH_3COO^-}{1\ L\ disolución} = 0{,}18\ mol\ CH_3COO^-$$

$$0{,}18\ mol\ CH_3COO^- \cdot \frac{1\ mol\ NaCOOCH_3}{1\ mol\ CH_3COO^-} \cdot \frac{82{,}0\ g\ NaCOOCH_3}{1\ mol\ NaCOOCH_3} = 14{,}8\ g\ NaCOOCH_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2015).

7.42. Se mezclan 25,0 mL de una disolución 0,500 M de ácido acético ($pK_a = 4{,}80$) y 25,0 mL de una disolución 0,500 M de acetato de sodio. De la disolución resultante se toma una alícuota de 10,0 mL y se añade a un tubo de ensayo que contiene 1,00 mL de HCl 0,500 M. El pH de la disolución resultante en el tubo de ensayo es:
a) 4,80
b) 1,34
c) 4,50
d) 4,62

(O.Q.L. Madrid 2016)

La mezcla de CH_3COONa (base débil) y CH_3COOH (ácido débil) constituye una disolución reguladora ácida en la que, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies son, respectivamente:

$$[CH_3COOH] = [CH_3COONa] = \frac{25{,}0\ mL\ 0{,}500\ M}{(25{,}0 + 25{,}0)\ mL} \cdot \frac{0{,}500\ mmol}{1\ mL\ 0{,}500\ M} = 0{,}250\ M$$

Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias presentes en la disolución son:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$CH_3COONa(aq) \rightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Si se toma una alícuota de 10,0 mL de la disolución reguladora 0,250 M en CH_3COOH y CH_3COONa, las cantidades que contiene de ambas sustancias son idénticas, y son:

$$10{,}0\ mL\ CH_3COOH\ 0{,}250\ M \cdot \frac{0{,}250\ mmol\ CH_3COOH}{1\ mL\ CH_3COOH\ 0{,}250\ M} = 2{,}50\ mmol\ CH_3COOH\ y\ CH_3COONa$$

La cantidad de HCl añadido a la disolución es:

$$1{,}00\ \text{mL HCl 0,500 M} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,500 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } H_3O^+}{1\ \text{mmol HCl}} = 0{,}500\ \text{mmol } H_3O^+$$

La adición de HCl (ácido) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^-, y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[CH_3COOH] = \frac{2{,}50\ \text{mmol } CH_3COOH + \left(0{,}500\ \text{mmol } H_3O^+ \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ \ \text{mmol } CH_3COOH}{1\ \text{mmol } H_3O^+}\right)}{(10{,}0 + 1{,}00)\ \text{mL}} = 0{,}273\ \text{M}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{2{,}50\ \text{mmol } CH_3COO^- - \left(0{,}500\ \text{mmol } H_3O^+ \cdot \frac{1\ \text{mmol } CH_3COO^-}{1\ \text{mmol } H_3O^+}\right)}{(10{,}0 + 1{,}00)\ \text{mL}} = 0{,}182\ \text{M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4{,}74 + \log\left(\frac{0{,}182}{0{,}273}\right) = 4{,}62$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2014 y 2016).

7.43. De los siguientes pares de sustancias, ¿con cuáles se podrá formar una disolución reguladora cuando se mezclen en las cantidades adecuadas?
a) HCl y NaCl
b) NaCN y NaCl
c) HCN y NaCl
d) HCN y NaCN

(O.Q.L. Galicia 2016)

Una mezcla disolución reguladora es aquélla que está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado.

La única de las cuatro mezclas propuestas que cumple esa condición es la formada por HCN (ácido débil) y NaCN (base débil).

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

7.44. Se quieren preparar 10 mL de una disolución reguladora con un pH de 7,4 empleando únicamente disoluciones de NaH_2PO_4 0,070 M y Na_2HPO_4 0,070 M. ¿Cuál es el volumen que debe tomarse de la disolución de Na_2HPO_4?
a) 6,1 mL
b) 4,5 mL
c) 3,9 mL
d) 5,7 mL
(Dato. $pK_a\ (H_2PO_4^-) = 7{,}2$).

(O.Q.L. Madrid 2017)

Las sales utilizadas para preparar la disolución se encuentran disociadas de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NaH_2PO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_2PO_4^-(aq) + Na^+(aq)$$

$$Na_2HPO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow HPO_4^{2-}(aq) + Na^+(aq)$$

El HPO_4^{2-} es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HPO_4^{2-}]\,[H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = [H_3O^+]\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Si para la disolución, pH = 7,4; el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 4{,}0\cdot10^{-8}\ M$$

Si $pK_a = 7{,}2$; el valor de K_a es:

$$K_a = 10^{-pK_a} = 6{,}3\cdot10^{-8}$$

Como las concentraciones de las disoluciones amezclar son iguales, considerando volúmenes aditivos, se puede escribir:

$$V_{HPO_4^{2-}} + V_{H_2PO_4^-} = 10\ mL$$

Llamando $x = V_{HPO_4^{2-}}$ y sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$6{,}3\cdot10^{-8} = \frac{x}{10-x}\cdot(4{,}0\cdot10^{-8}) \qquad \rightarrow \qquad x = 6{,}1\ mL\ HPO_4^{2-}\ 0{,}070\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.45. ¿Cuál de los siguientes pares de solutos pueden usarse para preparar una disolución amortiguadora con pH < 7?
a) H_2CO_3 – $NaHCO_3$
b) HF – NaF
c) HCl – NH_4Cl
d) NH_3 – NH_4Cl
e) NaOH – HCl

(O.Q.L. Jaén 2017)

Una disolución reguladora con pH < 7 debe estar formada un ácido débil y una sal que contenga su base conjugada.

a) **Verdadero**. Una mezcla formada por H_2CO_3 (ácido débil) y $NaHCO_3$ (base débil) sí se comporta como una disolución reguladora de pH < 7.

b) **Verdadero**. Una mezcla formada por HF (ácido débil) y NaF (base débil) sí se comporta como una disolución reguladora de pH < 7.

c) Falso. Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH_4Cl (base débil) no se comporta como disolución reguladora.

d) Falso. Una mezcla formada por NH_3 (base débil) y NH_4Cl (base débil) se comporta como una disolución reguladora de pH > 7.

e) Falso. Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NaOH (base fuerte) no se comporta como disolución reguladora.

Las respuestas correctas son **a** y **b**.

7.46. Si se dejan caer unas gotas de una disolución de ácido clorhídrico 1,00 M sobre 10 mL de una disolución 0,50 M de amoniaco ($K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) y 0,50 M de cloruro de amonio, el pH de la disolución resultante:
a) Aumentará ligeramente.
b) Disminuirá ligeramente.
c) No se modificará.
d) Se neutralizan la mitad de los OH^- de la disolución básica.

(O.Q.L. Asturias 2018)

Una mezcla de NH_3 y NH_4Cl se comporta como una disolución reguladora si contiene cantidades similares de ambas sustancias. La característica de la misma es que mantiene el pH frente a pequeñas adiciones de ácido o de base.

Si se añade una pequeña cantidad de HCl (ácido) a la mezcla, los iones H_3O^+ liberados por el ácido reaccionan con los iones CH_3COO^- (base) de la disolución disminuyendo ligeramente el pH.

$$NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2010 y 2013).

7.47. Se tiene una disolución reguladora formada por ácido acético ($pK_a = 4{,}8$) y acetato de sodio. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El valor de pH se verá modificado si se diluye la disolución a la mitad.
b) Cuanto más diluida esté la disolución reguladora, mayor será su capacidad para regular el pH.
c) El cambio de pH que se producirá si se añaden 5 mL de una disolución 0,1 M de NaOH será el mismo que si se añade 1 mL de disolución de NaOH 0,5 M.
d) Si se añaden dos gotas del indicador fenolftaleína, la disolución se tornará de color rosa (intervalo de viraje de la fenolftaleína de incoloro a rosa entre pH = 8,2 y 10).

(O.Q.L. Madrid 2018)

a) Falso. El pH de una disolución reguladora de ácido acético y acetato de sodio viene dado por la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Si la disolución se diluye a la mitad ambas concentraciones varían por igual por lo que el pH permanece constante.

b) Falso. La capacidad reguladora del pH de una disolución reguladora depende los valores de las concentraciones del ácido y su base conjugada y, cuánto menores sean estas, menor será la capacidad reguladora de la disolución.

c) **Verdadero**. La cantidad de NaOH contenida en 1 mL de disolución 0,5 M es:

$$1 \text{ mL NaOH 0,5 M} \cdot \frac{0{,}5 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,5 M}} = 0{,}5 \text{ mmol NaOH}$$

La cantidad de NaOH contenida en 5 mL de disolución 0,1 M es:

$$5 \text{ mL NaOH 0,1 M} \cdot \frac{0{,}1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,1 M}} = 0{,}5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la cantidad de NaOH que se añade en cada caso a la disolución reguladora es la misma, el cambio de pH producido es idéntico.

d) Falso. Para que una disolución reguladora de ácido acético y acetato de sodio tenga una buena capacidad reguladora del pH es necesario que se cumpla que $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$. Por tanto, sustituyendo en la ecuación de Henderson-Hasselbach se obtiene que:

$$\text{pH} = \text{p}K_a = 4{,}8$$

Si se añaden a la disolución reguladora 2 gotas de fenolftaleína esta permanece incolora.

La respuesta correcta es la **c**.

7.48. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos es adecuado para preparar una disolución reguladora?
a) $H_2SO_4 + K_2SO_4$
b) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2$
c) $Na_2CO_3 + NaHCO_3$
d) $HNO_3 + Cu(NO_3)_2$
e) NaCl + KCl

(O.Q.L. Granada 2019)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y K_2SO_4 (base débil) no se comporta como una disolución reguladora.

b) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y $Ca(OH)_2$ (base fuerte) no se comporta como disolución reguladora.

c) **Verdadero**. Una mezcla formada por Na_2CO_3 (base débil) y $NaHCO_3$ (ácido débil) sí se comporta como una disolución reguladora.

d) Falso. Una mezcla formada por HNO_3 (ácido fuerte) y $Cu(NO_3)_2$ (base débil) no se comporta como una disolución reguladora.

e) Falso. Una mezcla formada por NaCl y KCl (sales neutras que no se hidrolizan) no se comporta como una disolución reguladora.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012 y otras).

7.49. ¿Cuál de estas disoluciones actuará como reguladoras del pH?
a) 100 mL CH_3COOH 0,100 M + 100 mL NaOH 0,100 M
b) 100 mL CH_3COOH 0,100 M + 50,0 mL NaOH 0,100 M
c) 100 mL CH_3COOH 0,100 M + 100 mL NaCl 0,100 M
d) 100 mL CH_3COOH 0,100 M + 100 mL NH_4OH 0,100 M

(O.Q.L. Madrid 2019)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) Falso. En una mezcla formada por 100 mL de CH_3COOH 0,100 M (ácido débil) y 100 mL de NaOH 0,100 M (base fuerte), estos reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de ambas especies son:

$$100\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$100\ \text{mL NaOH}\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}100\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 10,0 mmol de $NaCH_3COO$, por tanto, la mezcla resultante no es una disolución reguladora.

b) **Verdadero**. En una mezcla formada por 100 mL de CH_3COOH 0,100 M (ácido débil) y 50,0 mL de NaOH 0,100 M (base fuerte), estos reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de ambas especies son:

$$100\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$50{,}0\ \text{mL}\ NaOH\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ NaOH}{1\ \text{mL}\ NaOH\ 0{,}100\ \text{M}} = 5{,}00\ \text{mmol}\ NaOH$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 5,00 mmol de $NaCH_3COO$ y quedan 5,00 mmol de CH_3COOH sin reaccionar, por tanto, la mezcla resultante es una disolución reguladora.

c) Falso. Una mezcla formada por y $NaCH_3COO$ (base débil) no es una disolución tampón.

d) Falso. En una mezcla formada por 100 mL de CH_3COOH 0,100 M (ácido débil) y 100 mL de NH_4OH 0,100 M (base débil), estos reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3COOH(aq) + NH_4OH\ (aq) \rightarrow NH_4CH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de ambas especies son:

$$100\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}100\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$100\ \text{mL}\ NH_4OH\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ NH_4OH}{1\ \text{mL}\ NH_4OH\ 0{,}100\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol}\ NH_4OH$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 10,0 mmol de NH_4CH_3COO, por tanto, la mezcla resultante no es una disolución reguladora.

La respuesta correcta es la **b**.

7.50. Calcule el pH de una disolución 0,400 M de ácido fórmico y 1,00 M de formiato de sodio.
a) 7,01
b) 4,14
c) 13,3
d) 0,40
(Dato. K_a (HCOOH) = $1{,}80 \cdot 10^{-4}$).

(O.Q.L. La Rioja 2020)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido HCOOH y la sal NaHCOO que contiene la base conjugada, $HCOO^-$, es:

$$HCOOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HCOO^-]\,[H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

Se puede aproximar, sin cometer gran error, que en el equilibrio:

$$[HCOOH] \approx 0{,}400\ \text{M} \qquad \text{y} \qquad [HCOO^-] \approx 1{,}00\ \text{M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que los valores de $[H_3O^+]$ y pH de la disolución son, respectivamente:

$$1{,}80 \cdot 10^{-4} = [H_3O^+] \cdot \frac{1{,}00}{0{,}400} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 7{,}20 \cdot 10^{-5}\ \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log (7{,}20\cdot 10^{-5}) = 4{,}14$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.51. Un ácido monoprótico de fórmula $C_3H_6O_3$ se encuentra en la leche cortada y muchos otros productos de origen natural. Su sal sódica, $NaC_3H_5O_3$, se utiliza como aditivo alimentario. Cuando se prepara una disolución que contiene 1,00 g de sal sódica en 100 mL del ácido 0,0500 M, resulta un pH = 4,11. ¿Cuál es la K_a del ácido?
a) $1{,}5\cdot 10^{-7}$
b) $7{,}7\cdot 10^{-5}$
c) $1{,}4\cdot 10^{-4}$
d) $6{,}0\cdot 10^{-6}$

(O.Q.N. Valencia 2020)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de $C_3H_6O_3$ y $NaC_3H_5O_3$ es:

$$C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_3H_5O_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-]\,[H_3O^+]}{[C_3H_6O_3]} = [H_3O^+]\frac{[C_3H_5O_3^-]}{[C_3H_6O_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\frac{[C_3H_5O_3^-]}{[C_3H_6O_3]}$$

La sal que se añade a la disolución del ácido monoprótico se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NaC_3H_5O_3(s) + H_2O(l) \rightarrow C_3H_5O_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

Suponiendo que la adición de la sal sódica no afecta al volumen final de la disolución, la concentración de la disolución de $NaC_3H_5O_3$ que se obtiene es:

$$[NaC_3H_5O_3] = [C_3H_5O_3^-] = \frac{1{,}00\text{ g } NaC_3H_5O_3 \cdot \dfrac{1\text{ mol } NaC_3H_5O_3}{112{,}0\text{ g } NaC_3H_5O_3}}{100\text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}0893\text{ M}$$

El valor del pK_a del ácido es:

$$4{,}11 = \text{p}K_a + \log\left(\frac{0{,}0893}{0{,}0500}\right) \qquad \rightarrow \qquad \text{p}K_a = 3{,}86$$

El valor de la constante de acidez del $C_3H_6O_3$ es:

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3{,}86} = 1{,}38\cdot 10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia de D. Juan 2004).

8. CURVAS DE VALORACIÓN ÁCIDO-BASE. INDICADORES

8.1. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:
a) 14
b) 7,0
c) Menor que 7.
d) Mayor que 7.
e) Igual que el pK_a del ácido débil.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011)

El pH del punto final de una volumetría viene dado por las sustancias existentes en ese momento en la disolución.

En el caso de la valoración de un ácido débil, por ejemplo HCN, con una base fuerte, por ejemplo NaOH, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$HCN(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCN(aq) + H_2O(l)$$

La sustancia existente en el punto de equivalencia es el NaCN, una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada en forma de iones:

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como al final de la reacción se forman iones OH^- en la disolución, el $pH > 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

8.2. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M de $HClO_4$ y KNO_2, el pH de la disolución resultante será:
a) Entre 1 y 7.
b) Igual al pK_a del NO_2^-.
c) Igual al pK_a del HNO_2.
d) Igual a 7.
e) Entre 7 y 13.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

Si se mezclan un ácido fuerte, $HClO_4$, con una base débil, KNO_2, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$HClO_4(aq) + KNO_2(aq) \rightarrow KClO_4(aq) + HNO_2(aq)$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración, se trata de cantidades estequiométricas por lo que se consumen completamente y al final solo quedan los productos formados.

- El $KClO_4$ que es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada en los iones K^+ y ClO_4^- que son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.
- El HNO_2 que es un ácido débil capaz de producir iones H_3O^+, por tanto, se cumple que, $1 < pH < 7$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.3. El indicador rojo de metilo (cambio de color a pH = 5) es adecuado para la valoración:
a) HCN + KOH
b) $HClO_4 + Ca(OH)_2$
c) HNO_3 + NaOH
d) HCl + $(CH_3)_3N$
e) HF + NaOH
f) HCl + NH_3
g) $HNO_3 + Ca(OH)_2$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2010)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

El indicador rojo de metilo, con cambio de color a pH = 5, será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCN y KOH es:

$$HCN(aq) + KOH(aq) \rightarrow KCN(aq) + H_2O(l)$$

El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KCN(aq) \rightarrow CN^-(aq) + K^+(aq)$$

▪ El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

$$CN^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCN(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $HClO_4$ y $Ca(OH)_2$ es:

$$2\ HClO_4(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca(ClO_4)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

El perclorato de calcio, $Ca(ClO_4)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Ca(ClO_4)_2(aq) \rightarrow 2\ ClO_4^-(aq) + Ca^{2+}(aq)$$

Los iones Ca^{2+} y ClO_4^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y NaOH es:

$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

El nitrato de sodio, $NaNO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $(CH_3)_3N$ es:

$$HCl(aq) + (CH_3)_3N(aq) \rightarrow (CH_3)_3NHCl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de trimetilamonio, $(CH_3)_3NHCl$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$(CH_3)_3NHCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + (CH_3)_3NH^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion $(CH_3)_3NH^+$ es el ácido conjugado débil de la base débil $(CH_3)_3N$ y se hidroliza según la ecuación:

$$(CH_3)_3NH^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows (CH_3)_3N(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH < 7, lo que motiva que sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HF y NaOH es:

$$HF(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaF(aq) + H_2O(l)$$

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

f) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el pH < 7, lo que motiva que sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

g) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y $Ca(OH)_2$ es:

$$2\ HNO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Ca(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2\ NO_3^-(aq) + Ca^{2+}(aq)$$

Los iones Ca^{2+} y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

Las respuestas correctas son **d** y **f**.

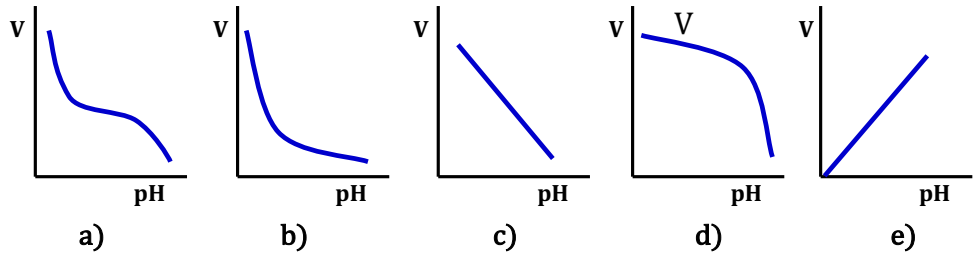
8.4. En la valoración de un ácido con una base, el indicador visual adecuado debe:
a) Tener una constante de acidez mayor que la del ácido.
b) Tener características básicas más fuertes que el valorante.
c) Tener una constante de acidez menor que la del ácido.
d) Añadirse una vez comenzada la valoración.
e) No mostrar características ácido-base.

(O.Q.N. Murcia 2000)

La misión de un indicador ácido-base es señalar cuando ha terminado la reacción de neutralización, y como es necesario que no altere el resultado de la misma debe tratarse de un ácido o base más débil que las especies reaccionantes y, además, añadirse en pequeñas cantidades.

La respuesta correcta es la **c**.

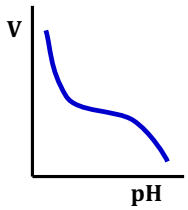
8.5. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas representa mejor el volumen del ácido añadido a un cierto volumen de álcali frente al pH de la disolución resultante?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2005)

La curva de valoración entre un ácido y una base tiene la forma de una sigmoide que muestra la gráfica a), y en ella se distinguen tres zonas:

▪ En la primera zona situada en la parte inferior derecha, se observa que el pH es elevado ya que predomina la especie alcalina y frente a pequeñas adiciones de ácido el pH desciende de forma brusca. Esa parte de la curva se corresponde con una recta con una pendiente negativa elevada.



▪ En la segunda zona, central, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH cambia paulatinamente, la recta tiene una pendiente poco pronunciada, ya que se tiene una mezcla reguladora básica o una sal que sufre hidrólisis básica hasta alcanzarse el punto de equivalencia en el que la tendencia de la curva se invierte.

▪ En la tercera zona situada en la parte superior izquierda, la tendencia de la curva es opuesta a la de la primera zona ya que predomina la especie ácida y, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH también desciende de forma brusca. Esa parte de la curva se corresponde con una recta con una pendiente negativa elevada.

La respuesta correcta es la **a**.

8.6. Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte:
a) Solamente se neutraliza una parte de los protones del ácido.
b) El punto de equivalencia coincide siempre con el punto final de la valoración.
c) El pH en el punto de equivalencia siempre es 7.
d) No conviene valorar los ácidos débiles con bases fuertes puesto que el punto de equivalencia se detecta con dificultad.
e) En las primeras etapas de la valoración se forma una disolución reguladora o tampón.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Sea por ejemplo el caso de la valoración de CH_3COOH (ácido débil) con NaOH (base fuerte). La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Suponiendo que se tienen 10 mL de CH_3COOH 0,10 M y se añaden 5,0 mL de NaOH 0,10 M, la cantidad de cada especie es:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$5{,}0\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} = 0{,}50\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 0,50 mmol de CH_3COOH. Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 0,50 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida**.** Esta situación se da hasta llegar al punto de equivalencia en el que solo existe $NaCH_3COO$ en la disolución, sal que sufre hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.7. Se tiene un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH y se valoran con sosa (NaOH) de la misma concentración. Para llegar al punto de equivalencia:
a) La disolución de ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
b) La disolución de HCl necesita mayor cantidad de sosa.
c) Ambas disoluciones ácidas necesitan la misma cantidad de sosa.
d) Se necesitan más datos para saber que ácido necesita más sosa para su neutralización.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Valencia 2018)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Suponiendo que para ambas disoluciones ácidas, pH = 2, de acuerdo con el concepto de pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2}\ M$$

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones según la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Por tratarse de un ácido fuerte:

$$[H_3O^+] = [HCl] = 10^{-2}\ M$$

Suponiendo que la disolución de NaOH es 1 M, el volumen necesario de esta para neutralizar el HCl es:

$$1\ L\ HCl\ 10^{-2}\ M \cdot \frac{10^{-2}\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 10^{-2}\ M} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{1\ L\ NaOH\ 1\ M}{1\ mol\ NaOH} = 10^{-2}\ L\ NaOH\ 1\ M$$

▪ El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 10^{-2}\ M \qquad [CH_3COOH] \approx c$$

Considerando que la constante K_a para el CH_3COOH es aproximadamente $2{\cdot}10^{-5}$, el valor de la concentración de la disolución es:

$$2{\cdot}10^{-5} = \frac{(10^{-2})^2}{c} \qquad \rightarrow \qquad c = 5\ M$$

Suponiendo que la disolución de NaOH sea 1 M, el volumen necesario de esta para neutralizar el CH_3COOH es:

$$1\ \text{L}\ CH_3COOH\ 5\ \text{M} \cdot \frac{5\ \text{mol}\ CH_3COOH}{1\ \text{L}\ CH_3COOH\ 5\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol}\ CH_3COOH} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 1 M}}{1\ \text{mol NaOH}} = 5\ \text{L NaOH 1 M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.8. En la valoración de $NaHCO_3$(aq) con NaOH(aq), indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y porqué.
a) Básica por el exceso de OH^-.
b) Ácida por la hidrólisis del ion HCO_3^-.
c) Ácida por la hidrólisis del Na^+.
d) Neutra porque se forma una sal de ácido fuerte y base fuerte.
e) Básica por la hidrólisis del CO_3^{2-}.

(O.Q.N. Luarca 2005)

El $NaHCO_3$ es un anfótero, sustancia que puede comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre. En este caso, frente al NaOH (base fuerte) se comporta como ácido y la ecuación química correspondiente a la reacción es:

$$NaHCO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

El carbonato de sodio formado es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH > 7 y la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **e**.

8.9. En la valoración de una disolución de ácido nitroso, HNO_2, 0,20 M ($K_a = 4{,}6 \cdot 10^{-4}$) con hidróxido de sodio 0,20 M, el pH del punto de equivalencia es:
a) 5,83
b) 7,00
c) 8,17
d) 9,00

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización depende de las sustancias existentes al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HNO_2 y NaOH es:

$$HNO_2(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_2(aq) + H_2O(l)$$

Al ser la estequiometría de la reacción entre HNO_2 y NaOH 1:1 y presentar las disoluciones de ambas sustancias la misma concentración, los volúmenes gastados en el punto de equivalencia serán iguales, por lo que, considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de $NaNO_2$ resultante es:

$$\frac{V\ \text{L NaOH 0,2 M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH 0,20 M}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_2}{1\ \text{mol NaOH}}}{2V\ \text{L disolución}} = 0{,}10\ \text{M}$$

El $NaNO_2$ es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa el $NaNO_2$ se encuentra disociado como:

$$NaNO_2(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NO_2^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HNO_2(aq) + OH^-(aq)$$

El valor de su constante de basicidad (hidrólisis) es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0\cdot10^{-14}}{4{,}6\cdot10^{-4}} = 2{,}2\cdot10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[OH^-] = [HNO_2] = x \qquad \text{y} \qquad [NO_2^-] = c - x$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$2{,}2\cdot10^{-11} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}10} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}5\cdot10^{-6}\ M$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(1{,}5\cdot10^{-6}) = 5{,}8 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 5{,}8 = 8{,}2$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2013 no se proporcionan valores numéricos del pH).

8.10. El ácido acético es un ácido débil, mientras que el HCl es fuerte. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El pH de una disolución de HCl 0,1 M es 1.
b) Una disolución que contiene 0,1 mol de ácido acético y 0,1 mol de acetato de sodio puede ser una disolución tampón.
c) El pH de una disolución 0,1 M de HCl es menor que el de una disolución 0,1 M de ácido acético.
d) El pH de una disolución formada mezclando cantidades equimoleculares de hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico será mayor que el de una disolución similar formada por hidróxido de sodio y ácido acético.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Verdadero. El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una $[H_3O^+] = 0{,}1$ M. Por tanto, el pH de dicha disolución es 1.

b) Verdadero. Una disolución tampón está formada por un ácido (o base) débil y una sal que contenga su base (o ácido) conjugado. Este es el caso de la mezcla propuesta:

CH_3COOH (ácido) / $NaCH_3COO$ (base conjugada)

Para que sea un buen tampón, es preciso que [ácido] y [base conjugada] sean similares.

c) Verdadero. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una $[H_3O^+]$ menor que la que proporcionaría una disolución de HCl de la misma concentración. Por tanto, el pH de dicha disolución es mayor que 1.

d) **Falso**. La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La sustancia formada, NaCl, que es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada en los iones Na^+ y Cl^- que son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan y la disolución resultante tiene pH = 7, ya que lo proporciona el agua.

▪ La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

La sustancia formada, $NaCH_3COO$, es una sal que en su disolución acuosa se encuentra ionizada:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, en la hidrólisis se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante es básica y su pH > 7.

La respuesta correcta es la **d**.

8.11. La reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de amonio en medio acuoso, en el punto de equivalencia es:
a) Una reacción redox con cambio de pH.
b) Una reacción de neutralización y la disolución resultante es neutra.
c) Una reacción de neutralización y la disolución resultante es básica.
d) Una reacción de neutralización y la disolución resultante tiene un pH < 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NH_3:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol en el punto de equivalencia solo hay NH_4Cl. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, en la hidrólisis se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante será ácida y su pH < 7.

La respuesta correcta es la **d**.

8.12. Cuando se valora HOCl ($K_a = 3{,}0 \cdot 10^{-8}$) con KOH, ¿cuál será el mejor indicador?
a) Timolftaleína ($pK_a = 9{,}9$)
b) Azul de bromotimol ($pK_a = 7{,}10$)
c) Verde de bromocresol ($pK_a = 4{,}66$)
d) Rojo de clorofenol ($pK_a = 6$)
e) Azul de bromofenol ($pK_a = 3{,}85$)

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Asturias 2008)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HClO y KOH es:

$$HClO(aq) + KOH(aq) \rightarrow KClO(aq) + H_2O(l)$$

El hipoclorito de potasio, KClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$KClO(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + K^+(aq)$$

- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:

$$ClO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HClO(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el pH de la disolución resultante es bastante mayor que 7. El indicador timolftaleína ($pK_a = 9{,}9$) será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH básico (> 7).

Los indicadores, azul de bromofenol, verde de bromocresol y rojo de clorofenol tienen un $pK_a < 7$, lo que hace que sean apropiados para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido (< 7).

El indicador azul de bromotimol tampoco es apropiado ya que tiene un pK_a casi neutro por lo que sería apropiado para la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH neutro ($= 7$).

La respuesta correcta es la **a**.

8.13. ¿Cuál de las siguientes propiedades es característica de las disoluciones acuosas de ácidos?
a) Las disoluciones parecen jabonosas al tacto.
b) Tiñen de rojo la disolución de tornasol.
c) Tiñen de rosa la disolución de fenolftaleína.
d) Tiñen de azul la disolución de tornasol.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. La propiedad de parecer jabonosa al tacto es típica de las bases.

b) **Verdadero**. Las disoluciones acuosas de ácidos se vuelven de color rojo al añadirles tornasol.

c) Falso. Las disoluciones acuosas de ácidos se quedan incoloras al añadirles fenolftaleína.

d) Falso. Según se ha indicado en el apartado b.

La respuesta correcta es la **b**.

8.14. ¿Cuál de estas disoluciones tendrá pH > 8?
a) 20 mL de NaOH 0,20 M + 50 mL de CH_3COOH 0,10 M
b) 25 mL de NaOH 0,20 M + 50 mL de CH_3COOH 0,10 M
c) 25 mL de CH_3COOH 0,10 M + 20 mL de NaOH 0,10 M
d) 25 mL de CH_3COOH 0,10 M + 15 mL de NaOH 0,10 M
e) 25 mL de CH_3COOH 0,10 M

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

a) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$50\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$20\ \text{mL NaOH 0,20 M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,20 M}} = 4{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 4,0 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 4,0 mmol de CH_3COOH. Al final de la reacción queda 1,0 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 4,0 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y la disolución tiene un pH < 7.

b) **Verdadero**. La cantidad de cada especie es:

$$50\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } CH_3COOH}{1\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mmol } CH_3COOH$$

$$25\ \text{mL NaOH 0,20 M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,20 M}} = 5{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 5,0 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica y la disolución resultante tiene un pH > 8.

c) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } CH_3COOH}{1\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol } CH_3COOH$$

$$20\ \text{mL NaOH 0,1 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 2{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Como existe más ácido que base este caso es el mismo que el propuesto en el apartado a).

d) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } CH_3COOH}{1\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol } CH_3COOH$$

$$15\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 1{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

Como existe más ácido que base este caso es el mismo que el propuesto en el apartado a).

e) Falso. Se trata de una disolución diluida de un ácido débil, CH_3COOH, que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, la disolución contiene H_3O^+ y la disolución tiene un pH < 7.

La respuesta correcta es la **b**.

8.15. En una reacción ácido-base cuando se alcanza el punto de equivalencia se cumple siempre que:
a) El pH es neutro porque ha reaccionado todo el ácido y toda la base.
b) El número de moles de ácido que han reaccionado es igual al número de moles de base.
c) Los gramos de ácido que han reaccionado es igual a los gramos de base.
d) El número de equivalentes de ácido que han reaccionado es igual al número de equivalentes de base.
e) Los volúmenes de ácido y de base que han reaccionado son iguales.

(O.Q.L. Sevilla 2007)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización de un ácido HA con una base BOH es:

$$HA(aq) + BOH(aq) \rightarrow BA(aq) + H_2O(l)$$

a) Falso. En el punto de equivalencia de la valoración anterior solo existe la sal BA. El pH de la disolución resultante dependerá de si alguno o ambos iones de la sal sufre hidrólisis. El pH solo será neutro cuando BA sea la sal procedente de ácido fuerte y base fuerte, en cuyo caso los iones B^+ y A^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH = 7 ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

b) Falso. En el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{equivalentes de HA} = \text{equivalentes BOH}$$

solo en el caso de ácidos monopróticos y bases con un solo grupo hidroxilo se cumple que:

$$\text{moles de HA} = \text{moles BOH}$$

c) Falso. En el punto de equivalencia, los gramos de las especies reaccionantes son iguales si coinciden los pesos equivalentes del ácido y la base.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado b).

e) Falso. En el punto de equivalencia, los volúmenes de las disoluciones reaccionantes son iguales si coinciden las concentraciones normales del ácido y la base.

La respuesta correcta es la **d**.

8.16. Cuando se mezclan 50,0 mL de H_2SO_4 0,200 M con 35,0 mL de NaOH 0,800 M, el pH de la disolución resultante es:
a) 13,0
b) 10,8
c) 11,0
d) 9,22

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

El sulfato de sodio formado, Na_2SO_4, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ Sin cometer gran error, se puede afirmar que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

De acuerdo con lo expuesto, el Na_2SO_4 formado no influye en el pH de la disolución.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 50{,}0\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}200\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}200\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}200\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \\ 35{,}0\ \text{mL NaOH}\ 0{,}800\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}800\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}800\ \text{M}} = 28{,}0\ \text{mmol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{28{,}0\ \text{mmol NaOH}}{10{,}0\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 2{,}80$$

La relación molar es mayor que 2 lo que quiere decir que el H_2SO_4 es el reactivo limitante y que sobra NaOH que determina el pH de la disolución resultante:

$$10{,}0\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 20{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

La cantidad de reactivo sobrante es:

$$28{,}0\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 20{,}0\ \text{mmol NaOH (gastado)} = 8{,}00\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Considerando los volúmenes aditivos, la concentración final de la disolución de NaOH es:

$$[OH^-] = [NaOH] = \frac{8{,}00\ \text{mmol NaOH}}{(50{,}0 + 35{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0941\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0{,}0941) = 1{,}03 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 1{,}03 = 13{,}0$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.17. Cuando a una determinada cantidad de disolución de ácido acético (etanoico), que contiene x moles de soluto se le añaden x mol de NaOH, se obtiene una disolución cuyo pH es:
a) Depende del valor de x.
b) > 7
c) $= 7$
d) < 7
e) Independiente del valor de x.

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre ambas sustancias es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

Como el número de moles de ambas especies reaccionantes es el mismo al final solo existe $NaCH_3COO$, una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por tanto, la disolución resultante tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **b**.

8.18. Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,500 M con 300 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,200 M. (Suponga que los volúmenes son aditivos).
a) pH = 3,30
b) pH = 5,76
c) pH = 11,96
d) pH = 13,24

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

El sulfato de sodio formado, Na_2SO_4, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

La sal formada no influye en el pH de la disolución, por tanto, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 250\ \text{mL NaOH 0,500 M} \cdot \dfrac{0{,}500\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,500 M}} = 125\ \text{mmol NaOH} \\ 300\ \text{mL } H_2SO_4\ \text{0,200 M} \cdot \dfrac{0{,}200\ \text{mmol } H_2SO_4}{1\ \text{mL } H_2SO_4\ \text{0,200 M}} = 60{,}0\ \text{mmol } H_2SO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{125\ \text{mmol NaOH}}{60{,}0\ \text{mmol } H_2SO_4} = 2{,}08$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que el limitante es el H_2SO_4 y que sobra NaOH.

Relacionado H_2SO_4 con NaOH:

$$60{,}0\ \text{mmol } H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol } H_2SO_4} = 120\ \text{mmol NaOH}$$

$$125\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 120\ \text{mmol NaOH (consumido)} = 5{,}00\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando los volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{5{,}00\ \text{mmol NaOH}}{(250 + 300)\ \text{mL disolución}} = 9{,}09{\cdot}10^{-3}\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = [NaOH] = 9{,}09{\cdot}10^{-3}\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log (9{,}09{\cdot}10^{-3}) = 2{,}04 \quad \rightarrow \quad pH = 14{,}0 - pOH = 14{,}0 - 2{,}04 = 12{,}0$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

8.19. El bórax es una sal de fórmula $Na_2B_4O_5(OH)_4{\cdot}10H_2O$ cuya hidrólisis es alcalina, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$B_4O_5(OH)_4^{2-} + 5\ H_2O \leftrightarrows 4\ H_3BO_3 + 2\ OH^-$$

En la valoración de 5,0 mL de una disolución saturada de bórax se gastan 21,0 mL de HCl 0,20 M a 50 °C. La solubilidad del bórax a dicha temperatura es:

a) 0,001 M
b) 0,004 M
c) 0,21 M
d) 0,84 M
e) 0,42 M

(O.Q.N. Ávila 2009)

El HCl neutraliza OH^- procedentes de la hidrólisis del bórax de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ HCl(aq) + 2\ OH^-(aq) + 2\ Na^+(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando HCl con OH^-:

$$21{,}0\ mL\ HCl\ 0{,}20\ M \cdot \frac{0{,}20\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0{,}20\ M} \cdot \frac{2\ mmol\ OH^-}{2\ mmol\ HCl} = 4{,}2\ mmol\ OH^-$$

La concentración de la disolución de bórax proporciona el valor de su solubilidad a 50 °C:

$$\frac{4{,}2\ mmol\ OH^-}{5{,}0\ mL\ bórax} \cdot \frac{1\ mmol\ B_4O_5(OH)_4^{2-}}{2\ mmol\ OH^-} \cdot \frac{1\ mmol\ Na_2B_4O_5(OH)_4 \cdot 10H_2O}{1\ mmol\ B_4O_5(OH)_4^{2-}} = 0{,}42\ M$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.20. Cuando se valora una base débil (por ejemplo NH_3) con un ácido fuerte (por ejemplo, HCl):
a) El pH del punto de equivalencia es 7.
b) El volumen de ácido necesario para neutralizar la base es menor que si la base fuera fuerte.
c) La cantidad de valorante necesaria para alcanzar el punto de equivalencia es independiente de la fuerza de la base.
d) El volumen de ácido necesario para neutralizar la base es mayor que si la base fuera fuerte.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la valoración de NH_3 con HCl es:

$$NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

a) Falso. Si, por ejemplo, se valoran 10 mL de NH_3 0,10 M con 10 mL de HCl 0,10 M, la cantidad de cada especie es:

$$10\ mL\ NH_3\ 0{,}10\ M \cdot \frac{0{,}10\ mmol\ NH_3}{1\ mL\ NH_3\ 0{,}10\ M} = 1{,}0\ mmol\ NH_3$$

$$10\ mL\ HCl\ 0{,}10\ M \cdot \frac{0{,}10\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0{,}10\ M} = 1{,}0\ mmol\ HCl$$

Como la reacción es mol a mol, en el punto de equivalencia solo existe 1,0 mmol de NH_4Cl formado.

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por lo tanto, la disolución es ácida y el pH < 7.

c) **Verdadero**. En el caso de reemplazar la base débil (NH_3) por una base fuerte (NaOH) la ecuación química ajustada correspondiente a la valoración es:

$$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Cuando se valoran 10 mL de NaOH 0,10 M con HCl 0,10 M, la cantidad consumida es:

$$10\ mL\ NaOH\ 0{,}10\ M \cdot \frac{0{,}10\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}10\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ HCl}{1\ mmol\ NaOH} = 1{,}0\ mmol\ HCl$$

Como se observa comparando con el apartado anterior, la cantidad de valorante gasta es independiente de la fuerza de la base.

b-d) Falso. Como se ha demostrado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

8.21. El pH aproximado que resulta de mezclar 40 mL de una disolución de NaOH 0,10 M con 40 mL de otra disolución de HCl 0,30 M es:
a) 1,0
b) 2,6
c) 7,0
d) 1,5

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:

$$HCl\,(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El NaCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de cuerdo con la siguiente ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 40\text{ mL NaOH 0,10 M} \cdot \dfrac{0{,}10\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH 0,10 M}} = 4{,}0\text{ mmol NaOH} \\ 40\text{ mL HCl 0,30 M} \cdot \dfrac{0{,}30\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,30 M}} = 12\text{ mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{12\text{ mmol HCl}}{4{,}0\text{ mmol NaOH}} = 3{,}0$$

Como la relación molar es mayor que 1, lo cual quiere decir que el limitante es el NaOH y que sobra HCl.

Relacionado NaOH con HCl:

$$4{,}0\text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1\text{ mmol HCl}}{1\text{ mmol NaOH}} = 4{,}0\text{ mmol HCl}$$

Haciendo un balance de materia para el HCl:

$$12\text{ mmol HCl (inicial)} - 4{,}0\text{ mmol HCl (consumido)} = 8{,}0\text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{8{,}0\text{ mmol HCl}}{(40 + 40)\text{ mL disolución}} = 0{,}10\text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y el pH son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0{,}10\text{ M} \quad \rightarrow \quad pH = -\log(0{,}10) = 1{,}0$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.22. El pH resultante al añadir 140 cm^3 de disolución de NaOH 0,100 M a 100 mL de HCl 0,100 M es:
a) 12,2
b) 7
c) 1,8
d) 0,1
e) 12,8

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El NaCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 140\ \text{mL NaOH 0,100 M} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,100 M}} = 14{,}0\ \text{mmol NaOH} \\ 100\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} = 10{,}0\ \text{mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{14{,}0\ \text{mmol NaOH}}{10{,}0\ \text{mmol HCl}} = 1{,}40$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

Relacionando HCl con NaOH:

$$10\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} = 10\ \text{mmol NaOH}$$

Realizando un balance de materia de NaOH:

$$14{,}0\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 10{,}0\ \text{mmol NaOH (consumido)} = 4{,}00\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{4{,}00\ \text{mmol NaOH}}{(140 + 100)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0167\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0{,}0167\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}0167) = 1{,}78 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 1{,}78 = 12{,}2$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2009 y en Cantabria 2018 los datos son diferentes).

8.23. Al valorar ácido fluorhídrico 0,100 M ($K_a = 6{,}31 \cdot 10^{-4}$) con NaOH 0,100 M, el pH en el punto de equivalencia es:
a) 12,10
b) 3,20
c) 7,94
d) 5,93
e) Depende del indicador utilizado.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Galicia 2013)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HF y NaOH es:

$$HF(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaF(aq) + H_2O(l)$$

Como las concentraciones de ambos reactivos son iguales en el punto de equivalencia se tiene una disolución de NaF cuya concentración es la mitad de las disoluciones iniciales.

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaF(aq) \rightarrow F^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HF(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[HF]\,[OH^-]}{[F^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}00\cdot10^{-14}}{6{,}31\cdot10^{-4}} = 1{,}58\cdot10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[HF] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [F^-] = c - [OH^-]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$1{,}58\cdot10^{-11} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}0500} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 8{,}89\cdot10^{-7}\ M$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(8{,}89\cdot10^{-7}) = 6{,}05 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 6{,}05 = 7{,}95$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.24. Al mezclar 100 g de carbonato de calcio con 1,0 L de disolución de ácido clorhídrico 4,0 M y dejar reaccionar, el líquido resultante será:
a) Ácido
b) Básico
c) Neutro
d) Anfótero

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Sevilla 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$2\ HCl(aq) + CaCO_3(aq) \rightarrow 2\ CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 100\ g\ CaCO_3 \cdot \dfrac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} = 1{,}00\ mol\ CaCO_3 \\ 1\ L\ HCl\ 4{,}0\ M \cdot \dfrac{4{,}0\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 4{,}0\ M} = 4{,}0\ mol\ HCl \end{array}\right\} \rightarrow \frac{4{,}0\ mol\ HCl}{1{,}00\ mol\ CaCO_3} = 4{,}0$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que el limitante es el $CaCO_3$ que determina las cantidades de HCl sobrante y $CaCl_2$ formado.

▪ El $CaCl_2$, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra en forma de iones:

$$CaCl_2\ (aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^{-}(aq)$$

Los iones Ca^{2+} y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan. Por tanto, esta sustancia no afecta al pH de la disolución resultante.

▪ El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^{-}(aq) + H_3O^{+}(aq)$$

La presencia de iones H_3O^+ indica que la disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

8.25. Calcule el pH cuando se mezclan 250 mL de una disolución de HCl 0,500 M con 250 mL de otra disolución de NaOH 1,00 M.
a) 6
b) 9
c) 13
d) 7

(O.Q.L. Madrid 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 250\ \text{mL HCl 0,500 M} \cdot \dfrac{0{,}500\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,500 M}} = 125\ \text{mmol HCl} \\ 250\ \text{mL NaOH 1,00 M} \cdot \dfrac{1{,}00\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 1,00 M}} = 250\ \text{mmol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{125\ \text{mmol HCl}}{250\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}500$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

Relacionado HCl con NaOH:

$$125\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} = 125\ \text{mmol NaOH}$$

$$250\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 125\ \text{mmol NaOH (consumido)} = 125\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante es:

$$[NaOH] = \frac{125\ \text{mmol NaOH}}{(250 + 250)\ \text{mL}} = 0{,}250\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia, $[NaOH] = [OH^-] = 0{,}250$ M

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}250) = 0{,}600 \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pOH = 14{,}0 - 0{,}600 = 13{,}4$$

Ninguna respuesta es correcta.

8.26. ¿Cuál de los siguientes indicadores ácido-base es el más adecuado para detectar el punto final de la valoración de 25 mL de NaOH 0,5 M con HCl 0,5 M?
a) Rojo de metilo (pK_{in}) = 5,2
b) Azul de bromofenol (pK_{in}) = 3,8
c) Rojo de cresol (pK_{in}) = 8
d) Fenolftaleína (pK_{in}) = 9,2

(O.Q.L. Madrid 2012)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante es neutra (pH = 7) ya que los iones H_3O^+ y OH^- presentes en la misma proceden del H_2O.

Los indicadores, rojo de cresol ($pK_{in} = 8$) o fenoltaleína ($pK_{in} = 9{,}2$), son los que tienen un pK_{in} más cercano al pH del punto de equivalencia de la volumetría por lo que serán los más apropiados para esta valoración.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

8.27. En dos vasos A y B se tienen dos disoluciones de la misma concentración. El vaso A contiene 25 mL de una disolución de hidróxido de sodio y el vaso B, 25 mL de una disolución de amoniaco. Las dos disoluciones se valoran con la misma disolución de ácido clorhídrico. Indique la respuesta correcta:
a) Las dos disoluciones tienen el mismo pH inicial.
b) Las dos disoluciones necesitan el mismo volumen de ácido clorhídrico para su valoración.
c) En el punto de equivalencia de ambas valoraciones el pH de la valoración es 7.
d) En las dos disoluciones se cumple que en el punto de equivalencia, $[H_3O^+] = [OH^-]$.

(O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Valencia 2018)

a) Falso. El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ muy bajo por lo que su pH será elevado.

▪ El NH_4OH es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada y proporciona un valor de $[H_3O^+]$ no tan bajo como el de la disolución de la base fuerte por lo su pH no será tan elevado como el del NaOH.

b) **Verdadero.** Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de las dos bases propuestas con HCl son, respectivamente:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

Suponiendo que todas las disoluciones son 1,0 M, el volumen necesario de disolución de HCl para neutralizar ambas disoluciones es el mismo:

$$25\ mL\ NaOH\ 1{,}0\ M \cdot \frac{1\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 1{,}0\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ HCl}{1\ mmol\ NaOH} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 1{,}0\ M}{1{,}0\ mmol\ HCl} = 25\ mL\ HCl\ 1{,}0\ M$$

$$25\ mL\ NH_3\ 1{,}0\ M \cdot \frac{1\ mmol\ NH_3}{1\ mL\ NH_3\ 1{,}0\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ HCl}{1\ mmol\ NH_3} \cdot \frac{1\ mL\ HCl\ 1{,}0\ M}{1{,}0\ mmol\ HCl} = 25\ mL\ HCl\ 1{,}0\ M$$

c) Falso. En el punto de equivalencia de la valoración de NaOH solo hay NaCl, sal de ácido fuerte y base fuerte que no sufre hidrólisis. El NaCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH = 7 ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O.

▪ En el punto de equivalencia de la valoración de NH_3 solo hay NH_4Cl, sal de ácido fuerte y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución tiene pH < 7.

d) Falso. Respecto a las sustancias que reaccionan, en el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{moles de HCl} = \text{moles NaOH} = \text{moles de } NH_3$$

Sin embargo, como se ha demostrado en los apartados b) y c), que cuando:

- reaccionan HCl y NaOH se llega a una disolución con $[H_3O^+] = [OH^-]$
- reaccionan HCl y NH_3 se llega a una disolución con $[H_3O^+] > [OH^-]$

La respuesta correcta es la **b**.

8.28. Al realizar una valoración de un ácido fuerte sobre una base débil:
a) El pH en el punto de equivalencia es siete.
b) El pH en el punto de equivalencia es menor que siete.
c) En el punto de equivalencia hay una sal (disociada) que sufre una hidrólisis básica.
d) Una vez superado el punto de equivalencia, si se añade más ácido se forma una disolución reguladora.

(O.Q.L. Asturias 2012)

Sea por ejemplo, el caso de la valoración de HCl (ácido fuerte) con NH_3 (base débil). La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

En el punto de equivalencia solo hay cloruro de amonio, NH_4Cl, que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, se trata de hidrólisis es ácida y la disolución resultante tiene pH < 7.

Superado el punto de equivalencia se tiene una mezcla de HCl y NH_4Cl que no se comporta como una disolución reguladora ya que el HCl es un ácido fuerte.

La respuesta correcta es la **b**.

8.29. El pH de la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M y una disolución de hidróxido de sodio 0,02 M es:
a) pH > 7
b) pH < 7
c) pH = 7
d) No se puede saber si no se conocen los volúmenes.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:

$$HCl\,(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El NaCl en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante. La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} V\ \text{mL NaOH 0,02 M} \cdot \dfrac{0{,}02\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,02 M}} = 0{,}02\,V\ \text{mmol NaOH} \\ V\ \text{mL HCl 0,01 M} \cdot \dfrac{0{,}0{,}1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,01 M}} = 0{,}01\,V\ \text{mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}02\,V\ \text{mmol NaOH}}{0{,}01\,V\ \text{mmol HCl}} = 2$$

Como la relación molar es mayor que 2, quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$NaOH(aq) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, la disolución contiene OH^-, por tanto, el pH > 7.

La respuesta correcta es la **a**.

8.30. Una de las proposiciones que se hacen sobre el punto de equivalencia de una volumetría de un ácido débil, HA, con NaOH es incorrecta:
a) El número de moles de OH^- añadidos es igual al número de moles de HA inicialmente presente en la disolución.
b) Un indicador adecuadamente elegido para la titulación cambia de color.
c) El pH depende de cuál sea la sustancia que se forme en la reacción.
d) En una neutralización el pH siempre es 7.
e) El pH depende de la fortaleza del ácido HA utilizado.

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$HA(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaA(aq) + H_2O(l)$$

a) Correcta. Respecto a las sustancias que reaccionan, en el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{moles de HA} = \text{moles NaOH} = \text{moles de } OH^-$$

b) Correcta. Si el pH del punto de equivalencia de la volumetría cae dentro de la zona de viraje del indicador, este cambia de color cuando se alcanza dicho punto.

c) Correcta. Si el pH del punto de equivalencia de la volumetría lo proporciona la sustancia que se haya formado en la reacción. En este caso se forma la sal NaA, una sal procedente de ácido débil y base fuerte. De los dos iones que forman la sal:

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:

$$A^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HA(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene pH > 7.

d) **Incorrecta**. Según se ha visto en el apartado anterior. Para que el pH fuera 7 la sal formada debería proceder de ácido fuerte y base fuerte, ya que ni el anión procedente del ácido, ni el catión procedente de la base se hidrolizan y el pH lo proporciona el H_2O.

e) Correcta. Según se ha justificado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

8.31. Un matraz A contiene 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,1 M, y otro matraz B contiene 100 mL de una disolución de ácido acético, CH_3COOH, 0,1 M. Ambas disoluciones se valoran con hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M. ¿Cuál de las propuestas es verdadera?
a) Ambas disoluciones tienen el mismo pH inicial.
b) Ambas disoluciones necesitan el mismo volumen de disolución de sosa para su valoración.
c) Ambas disoluciones tienen el mismo pH en el punto de equivalencia.
d) En el punto de equivalencia se cumple que $[H_3O^+] = [OH^-]$.
e) Todas son falsas.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Granada 2019)

a) Falso. El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado y la disolución tiene un valor de $[H_3O^+]$ muy alto por lo que su pH será muy bajo.

El CH_3COOH (AcH) es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado y y la disolución tiene un valor de $[H_3O^+]$ menor que el del ácido fuertepor lo que su pH no será tan bajo como el del HCl.

b) **Verdadero**. Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son, respectivamente:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Como todas las disoluciones son 0,1 M, el volumen necesario de disolución de NaOH para neutralizar ambas disoluciones es:

$$100\ \text{mL HCl 0,1 M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,1 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL NaOH 0,1 M}}{0{,}1\ \text{mmol NaOH}} = 100\ \text{mL NaOH 0,1 M}$$

$$100\ \text{mL AcH 0,1 M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol AcH}}{1\ \text{mL AcH 0,1 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol AcH}} \cdot \frac{1\ \text{mL NaOH 0,1 M}}{0{,}1\ \text{mmol NaOH}} = 100\ \text{mL NaOH 0,1 M}$$

Como se observa, en ambas valoraciones se gasta el mismo volumen de NaOH 0,1 M.

c) Falso. En el punto de equivalencia de la valoración de NaOH solo hay NaCl. El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y el pH de la misma es 7.

▪ En el punto de equivalencia de la valoración de CH_3COOH solo hay $NaCH_3COO$ que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene pH > 7.

d) Falso. Respecto a las sustancias reaccionantes, en el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{moles de HCl} = \text{moles de } CH_3COOH = \text{moles NaOH}$$

Sin embargo, como se ha demostrado en el apartado anterior, en el caso en el que:

- reaccionan HCl y NaOH se llega a una disolución con $[H_3O^+] = [OH^-]$
- reaccionan CH_3COOH y NaOH se llega a una disolución con $[H_3O^+] < [OH^-]$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2012 y en Granada 2019 se cambian los ácidos y la base).

8.32. Al valorar amoniaco 0,100 M ($K_b = 10^{-4,75}$) con HCl 0,100 M, el pH en el punto de equivalencia de la mezcla es:
a) 6,35
b) 5,29
c) 7,00
d) 4,13
e) 9,25

(O.Q.L. Valencia 2013)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

En el punto de equivalencia se tiene una disolución de NH_4Cl en la que considerando volúmenes aditivos la concentración es la mitad de la de las disoluciones iniciales.

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[NH_3]\,[H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{10^{-4,75}} = 10^{-9,25}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[NH_3] = [H_3O^+] \qquad \text{y} \qquad [NH_4^+] = c - [H_3O^+]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$10^{-9,25} = \frac{[H_3O^+]^2}{0,0500} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = 5,30 \cdot 10^{-6}\ M$$

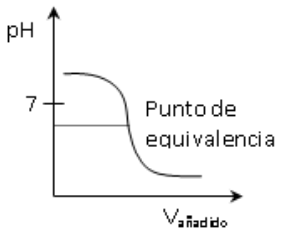
El valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log (5,30 \cdot 10^{-6}) = 5,29$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.33. La siguiente curva de valoración puede corresponder a una valoración usando:

Valorado	Agente valorante
a) $CH_3COOH(aq)$	**$KOH(aq)$**
b) $HNO_3(aq)$	**$NaOH(aq)$**
c) $NH_3(aq)$	**$HCl(aq)$**
d) $NaOH(aq)$	**$HNO_3(aq)$**



(O.Q.L. Asturias 2013)

Como se observa en la gráfica propuesta, el pH inicial, antes de añadir agente valorante, es mayor que 7, lo cual quiere decir que el valorado es una sustancia con carácter básico. Esto descarta a las dos primeras volumetrías y quedan como valorados NH_3 y NaOH.

El pH correspondiente al punto de equivalencia es menor que 7, lo cual quiere decir que la sustancia formada en la reacción de neutralización tiene carácter ácido.

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de las dos volumetrías restantes son, respectivamente:

$$NaOH(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

$$NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

Las posibles sustancias presentes en el punto de equivalencia de la volumetría son nitrato de sodio, $NaNO_3$, y cloruro de amonio, NH_4Cl.

▪ El nitrato de sodio, $NaNO_3$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaNO_3(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y el pH de la disolución es 7.

▪ El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución resultante tiene $pH < 7$.

La respuesta correcta es la **c**.

8.34. El indicador más apropiado:

Indicador	medio ácido	intervalo	medio básico
rojo de metilo	rojo	4,2 – 6,2	amarillo
rojo de fenol	amarillo	6,6 – 8,0	rojo
azul de timol	amarillo	8,0 – 9,6	azul

para determinar el punto de equivalencia en la valoración de amoniaco ($K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) con ácido clorhídrico es:

a) Rojo de metilo
b) Rojo de fenol
c) Azul de timol
d) Cualquiera de los anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2013)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

▪ El indicador rojo de metilo, con cambio de color a pH = 5,1; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

▪ El indicador rojo de fenol, con cambio de color a pH = 7,3; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH neutro.

▪ El indicador azul de timol, con cambio de color a pH = 8,8; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH básico.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de amonio, NH_4Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo que la disolución resultante tiene pH < 7. Este valor del pH determina que el indicador apropiado para visualizar el punto final de esta valoración sea el rojo de metilo.

La respuesta correcta es la **a**.

8.35. Si se mezclan 300 mL de HCl 0,500 M con 50,0 mL de NaOH 4,00 M, ¿el pH de la disolución resultante será?

a) Ácido
b) Básico
c) Neutro
d) Cero

(O.Q.L. Murcia 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante este dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 50{,}0\ \text{mL NaOH 4,00 M} \cdot \dfrac{4{,}00\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 4,00 M}} = 200\ \text{mmol NaOH} \\ 300\ \text{mL HCl 0,500 M} \cdot \dfrac{0{,}500\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,500 M}} = 150\ \text{mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{200\ \text{mmol NaOH}}{150\ \text{mmol HCl}} = 1{,}33$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

Relacionado HCl con NaOH se determina la cantidad de NaOH en exceso:

$$150\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} = 150\ \text{mmol NaOH}$$

$$200\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 150\ \text{mmol NaOH (consumido)} = 50{,}0\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{50{,}0\ \text{mmol NaOH}}{(50{,}0 + 300)\ \text{mL disolución}} = 0{,}143\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$\text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$$

Haciendo un balance de materia se tiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0{,}143\ \text{M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0{,}143) = 0{,}845 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14{,}0 - 0{,}845 = 13{,}2$$

Como se observa, la disolución resultante tiene pH básico.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión es similar a la propuesta en Madrid 2012).

8.36. Indique cuál de las afirmaciones es correcta:
a) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de CH_3COOH 0,10 M y 25 mL de NaOH 0,10 M será neutro.
b) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,10 M y 25 mL de NaOH 0,10 M será ácido.
c) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de NaCl 0,10 M y 25 mL de $NaCH_3COO$ 0,10 M será básico.
d) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,10 M y 25 mL de NH_3 0,10 M será básico.

(O.Q.L. Valencia 2014)

Cuando se mezclan sustancias, el pH de la disolución resultante lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

a) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } CH_3COOH}{1\ \text{mL } CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol } CH_3COOH$$

$$25\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^-, por lo tanto, la disolución resultante es básica.

b) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol HCl}$$

$$25\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NaCl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Según lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante y el pH de esta lo proporciona el agua, por lo tanto, la disolución es neutra.

c) **Correcto**. Como no produce reacción química entre $NaCH_3COO$ y NaCl y, según se ha visto en los apartados anteriores, el NaCl no afecta al pH de la disolución, mientras que el $NaCH_3COO$ es una sal que presenta hidrólisis básica y la disolución resultante es básica.

d) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$25\ \text{mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol HCl}$$

$$25\ \text{mL } NH_3\ \text{0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } NH_3}{1\ \text{mL } NH_3\ \text{0,10 M}} = 2{,}5\ \text{mmol } NH_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NH_4Cl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **c**.

8.37. ¿Cuál es el pH de la disolución formada al mezclar 25,0 mL de HCl 0,100 M y 35,0 mL de NaOH 0,250 M?
a) 9,82
b) 2,20
c) 4,18
d) 11,8
e) 13,54

(O.Q.L. Madrid 2014)

Cuando se mezclan sustancias, el pH de la disolución resultante lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 35{,}0\ \text{mL NaOH 0,250 M} \cdot \dfrac{0{,}250\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,250 M}} = 8{,}75\ \text{mmol NaOH} \\ 25{,}0\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} = 2{,}50\ \text{mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{8{,}75\ \text{mmol NaOH}}{2{,}50\ \text{mmol HCl}} = 3{,}5$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

▪ El NaCl formado es una sal procedente de ácido y base fuertes. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan. Por tanto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante.

▪ Relacionado HCl con NaOH:

$$2{,}50\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} = 2{,}50\ \text{mmol NaOH}$$

De acuerdo con el balance de NaOH y suponiendo volúmenes aditivos la concentración de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{8{,}75\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 2{,}50\ \text{mmol NaOH (consumido)}}{(25{,}0 + 35{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}104\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = [\text{NaOH}] = 0{,}104\ \text{M}$$

El pOH y pH de la disolución resultante son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0{,}104) = 0{,}983$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14{,}0 - 0{,}983 = 13{,}02$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2012).

8.38. Una disolución 0,052 M de ácido benzoico, C_6H_5COOH ($K_a = 6{,}3\cdot10^{-5}$), se valora con una base fuerte. ¿Cuál es la $[H_3O^+]$ de la disolución cuando se está a medio camino del punto de equivalencia?
a) $6{,}3\cdot10^{-5}$ M
b) $1{,}8\cdot10^{-3}$ M
c) $7{,}9\cdot10^{-3}$ M
d) $2{,}6\cdot10^{-2}$ M

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reación de neutralización del C_6H_5COOH con una base fuerte como el NaOH es:

$$C_6H_5COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC_6H_5COO(aq) + H_2O(l)$$

A mitad de camino del punto de equivalencia se cumple que:

$$[C_6H_5COOH] = [NaC_6H_5COO] = [C_6H_5COO^-]$$

con lo que se tiene una disolución reguladora formada por una mezcla equimolar de C_6H_5COOH y NaC_6H_5COO. La ecuación química correspondiente a dicho equilibrio es:

$$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La expresión de la constante de acidez es:

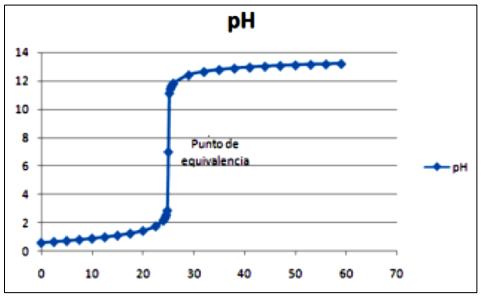
$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]\,[H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = [H_3O^+]\cdot\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = K_a = 6{,}3\cdot10^{-5}\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.39. La siguiente curva de valoración representa:



a) La valoración de NaOH con HCl.
b) La valoración de HCl con NaOH.
c) La valoración de HAc con NaOH.
d) La valoración de HCl con NH_3.

(O.Q.L. Asturias 2015)

a) Falso. Se descarta la valoración de NaOH con HCl, ya que por tratarse de una base fuerte la que la curva empezaría con un pH ≈ 12.

c) Falso. Se descarta la valoración de HAc con NaOH, ya que por tratarse de un ácido débil la curva comenzaría a un pH ≈ 3.

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

En el punto de equivalencia solo está presente el cloruro de amonio formado, NH_4Cl, una sal procedente de ácido fuerte y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

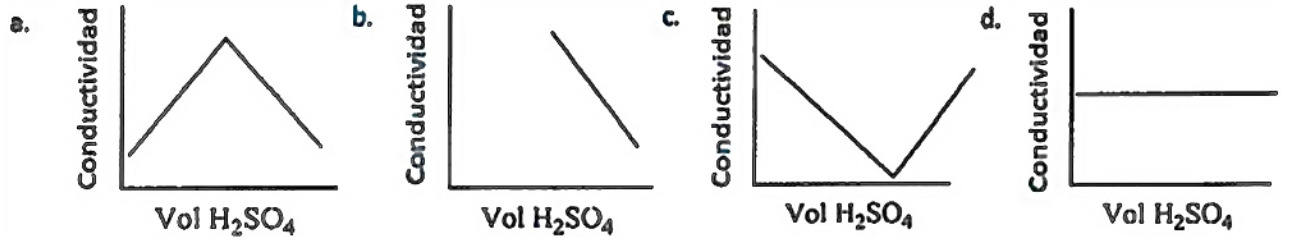
- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que se descarta esta valoración, ya que en el punto de equivalencia la disolución resultante tiene pH < 7.

La respuesta correcta es la **b**.

8.40. ¿Cuál de las siguientes gráficas podría ser la mejor para representar el cambio producido en la valoración de una disolución de hidróxido de bario 0,10 M con una disolución de ácido sulfúrico 0,10 M?



(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y H_2SO_4 es:

$$Ba(OH)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \leftrightarrows BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$$

Como el sulfato de bario que se forma en la valoración es un sólido insoluble, conforme avanza la neutralización del $Ba(OH)_2$ el número de iones en disolución disminuye lo que hace que también disminuya la conductividad de la misma hasta alcanzar un mínimo en el punto de equivalencia, aumentando a partir de ese punto debido al presencia de iones sulfato y protones procedentes del ácido sulfúrico en exceso, tal como muestra la figura c.

La respuesta correcta es la **c**.

8.41. La fenolftaleína es un indicador ácido-base que, en disolución acuosa, es incoloro a pH ≤ 8 y rojo a pH ≥ 9,8. Indique en cuál de las siguientes disoluciones la fenolftaleína presentará color rojo:
a) 1 mL de disolución 0,1 M de NH_3
b) 1 mL de disolución 0,1 M de NH_3 + 1 mL de disolución 0,1 M de HCl
c) 1 mL de disolución 10^{-5} M de HCl
d) 1 mL de disolución 0,1 M de HCl + 1 mL de disolución 0,1 M de NaOH

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La fenolftaleína presentará color rojo cuando el medio en el que se encuentre haya presencia de iones OH^- en cantidad suficiente de forma que la disolución tenga pH ≥ 9,8.

a) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la ionización del NH_3 en disolución acuosa es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene pH ≥ 9,8 lo que motiva que la fenolftaleína presente color rojo.

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie que reacciona es:

$$1\ \text{mL HCl 0,1 M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,1 M}} = 0{,}1\ \text{mmol HCl}$$

$$1\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NH}_3}{1\ \text{mL}\ \text{NH}_3\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo hay 0,1 mmol de NH_4Cl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$\text{NH}_4\text{Cl(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-\text{(aq)} + \text{NH}_4^+\text{(aq)}$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$\text{NH}_4^+\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrows \text{NH}_3\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante tiene pH ≤ 8 lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

c) Falso. La ecuación química correspondiente a la ionización del HCl en disolución acuosa es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)} + \text{Cl}^-\text{(aq)}$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por lo que la disolución resultante tiene pH ≤ 8 lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

La cantidad de cada especie que reacciona es:

$$1\ \text{mL}\ \text{HCl}\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{HCl}}{1\ \text{mL}\ \text{HCl}\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{mmol}\ \text{HCl}$$

$$1\ \text{mL}\ \text{NaOH}\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NaOH}}{1\ \text{mL}\ \text{NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{mmol}\ \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo hay 0,1 mmol de NaCl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

$$\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-\text{(aq)} + \text{Na}^+\text{(aq)}$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O, por lo que la disolución resultante tiene pH = 7 lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

La respuesta correcta es la **a**.

8.42. Un volumen de 20 mL de una disolución de etilamina, $CH_3CH_2NH_2$, (pK_a ($CH_3CH_2NH_3^+$) = 10,75) aproximadamente al 10 % es valorada con una disolución acuosa 0,3000 M de HCl. ¿Cuál de los siguientes indicadores sería el más adecuado para utilizar en la valoración?
a) Azul de timol, que tiene un cambio de color entre pH = 1,2 y 2,8.
b) Verde de bromocresol, que tiene un cambio de color entre pH = 4,0 y 5,6.
c) Fenolftaleína, que tiene un cambio de color entre pH = 8,0 y 10,0.
d) Amarillo de alizarina R, que tiene un cambio de color entre pH = 10,0 y 12,0.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

▪ El indicador azul de timol, con cambio de color entre pH = 1,2 y 2,8; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea un ácido fuerte que haga que la disolución tenga pH muy bajo.

▪ El indicador verde de bromocresol, con cambio de color entre pH = 4,0 y 5,6; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia sea un ácido débil que haga que la disolución tenga pH ácido.

▪ El indicador fenolftaleína, con cambio de color entre pH = 8,0 y 10,0; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea una base débil que haga que la disolución tenga pH básico.

▪ El indicador amarillo de alizarina R, con cambio de color entre pH = 10,0 y 12,0; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea una base fuerte que haga que la disolución tenga pH muy alto.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

$$HCl(aq) + CH_3CH_2NH_3(aq) \rightarrow CH_3CH_2NH_3Cl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de etilamonio, $CH_3CH_2NH_3Cl$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$CH_3CH_2NH_3Cl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + CH_3CH_2NH_3^+(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion $CH_3CH_2NH_3^+$ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3CH_2NH_3^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3CH_2NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, y como este ácido tiene un $pK_a = 10{,}75$; correspondiente a un ácido débil, por lo que la disolución resultante tiene $4{,}0 < pH < 5{,}6$. Este valor del pH determina que el indicador apropiado para visualizar el punto final de esta valoración sea el verde de bromocresol.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2013).

8.43. A un matraz Erlenmeyer con 100 mL de agua se añaden 2,0 mL de una disolución de ácido acético ($pK_a = 4{,}8$). de concentración desconocida y se valora con NaOH 0,10 M. Se gastan 20 mL del agente valorante. ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?
a) 10,7
b) 8,5
c) 7,0
d) 4,8

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:

$$NaOH(aq) + CH_3COOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con $NaCH_3COO$:

$$2{,}0 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M} \cdot \frac{0{,}10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } NaCH_3COO}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2{,}0 \text{ mmol } NaCH_3COO$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración de la disolución de $NaCH_3COO$ existente en el punto de equivalencia es:

$$c = \frac{2{,}0 \text{ mmol } NaCH_3COO}{(100 + 2{,}0 + 20) \text{ mL disolución}} = 0{,}016 \text{ M}$$

El acetato de sodio, $NaCH_3COO$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH que se hidroliza según la siguiente ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[CH_3COOH]\,[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato se calcula mediante la expresión:

$$pK_a + pK_b = pK_w \quad \rightarrow \quad 4{,}8 + pK_b = 14 \quad \rightarrow \quad pK_b = 9{,}2$$

$$K_b = 10^{-9{,}2} = 6{,}3\cdot10^{-10}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[CH_3COOH] = [OH^-] \qquad \text{y} \qquad [CH_3COO^-] = c - [OH^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \qquad \text{se puede realizar la aproximación} \qquad c - [OH^-] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$6{,}3\cdot10^{-10} = \frac{[OH^-]^2}{0{,}016} \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 3{,}2\cdot10^{-6}\ \text{M}$$

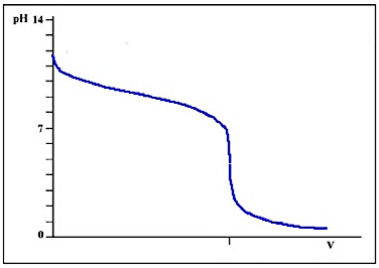
Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$pOH = -\log(3{,}2\cdot10^{-6}) = 5{,}5 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14 - 5{,}5 = 8{,}5$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.44. Para valorar 20,0 mL de una sustancia X contenida en un Erlenmeyer, se añade lentamente una disolución Y desde una bureta. La gráfica pH/volumen añadido es la de la figura. Las sustancias X e Y son:

	X	Y
a)	NH_3	HCl
b)	KOH	HBr
c)	CH_3COOH	NaOH
d)	HCl	NH_3



(O.Q.L. Asturias 2017)

Dado que el pH inicial es muy básico, solo podrían ser correctas las dos primeras opciones.

De la gráfica se deduce que en el punto de equivalencia, aproximadamente, pH = 4, esto indica que en este punto se produce una hidrólisis ácida, resultado sólo compatible con una base débil, como el NH_3; en efecto, en el punto de equivalencia se cumple que:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

ácido 1 base 2 base 1 ácido 2

Las sustancias son X = NH_3 e Y = HCl.

La respuesta correcta es la **a**.

8.45. ¿Cuál es el pH de una disolución preparada mezclando 25,0 mL de HCl 0,100 mol dm^{-3} con 25,0 mL de NH_3 0,200 mol dm^{-3} ($K_b = 1{,}80\cdot10^{-5}$)?
a) 9,26
b) 8,65
c) 5,34
d) 4,14

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de ambas especies son:

$$25{,}0\ \text{mL HCl 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,100 M}} = 2{,}50\ \text{mmol HCl}$$

$$25{,}0\ \text{mL } NH_3\ \text{0,200 M} \cdot \frac{0{,}200\ \text{mmol } NH_3}{1\ \text{mL } NH_3\ \text{0,200 M}} = 5{,}00\ \text{mmol } NH_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 2,50 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 2,50 mmol de NH_3. Al final de la reacción quedan 2,50 mmol de NH_3 sin reaccionar y 2,50 mmol de NH_4Cl formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica equimolecular.

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de NH_3 y NH_4Cl es:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-]\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por –1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad pH = 14{,}0 - pK_b - \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

En este caso, $[NH_3] = [NH_4^+]$ y el valor del pH de esta disolución es:

$$pH = 14{,}0 - pK_b = 14{,}0 - \log\,(1{,}80\cdot10^{-5}) = 9{,}26$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a uno de los apartados de la cuestión propuesta en Barcelona 2001).

8.46. Durante la valoración de una base débil con un ácido fuerte, se debería usar un indicador que cambie de color en la región de pH:
a) Ácida
b) Básica
c) Neutra
d) De la disolución reguladora.

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre un ácido fuerte como, por ejemplo, HCl y una base débil como NH_3 es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(l)$$

En el punto de equivalencia solo existe el NH_4Cl formado. Se trata de una sal que que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NH_4Cl\,(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se forman iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante tiene un pH ácido.

La respuesta correcta es la **a**.

8.47. Si se mezclan 20 mL de HCl 0,20 M con 20 mL de NaOH 0,15 M, el pH de la disolución final será:
a) 1,6
b) 12,4
c) 1,3
d) 7

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante este dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 20\text{ mL NaOH 0,15 M} \cdot \dfrac{0{,}15\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH 0,15 M}} = 3{,}0\text{ mmol NaOH} \\ 20\text{ mL HCl 0,20 M} \cdot \dfrac{0{,}20\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,20 M}} = 4{,}0\text{ mmol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{3{,}0\text{ mmol NaOH}}{4{,}0\text{ mmol HCl}} = 0{,}75$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que el limitante es el NaOH y que sobra HCl.

Relacionado NaOH con HCl se determina la cantidad de HCl en exceso:

$$3{,}0\text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1\text{ mmol HCl}}{1\text{ mmol NaOH}} = 3{,}0\text{ mmol HCl}$$

$$4{,}0\text{ mmol HCl (inicial)} - 3{,}0\text{ mmol HCl (consumido)} = 1{,}0\text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$[HCl] = \frac{1{,}0\text{ mmol NaOH}}{(20 + 20)\text{ mL disolución}} = 0{,}025\text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:

$$HCl(aq) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Haciendo un balance de materia se tiene que el valor de $[OH^-]$ es:

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0{,}025\text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log(0{,}025) = 1{,}6$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.48. El nombre de fenolftaleína se asocia a:
a) Un catalizador empleado en reacciones de equilibrio heterogéneo.
b) Un aminoácido no sintetizado por el hombre.
c) Un ácido graso insaturado.
d) Un indicador de pH.

(O.Q.L. Murcia 2018)

La fenolftaleína es un indicador de pH que tiene una zona de viraje comprendida entre 8,2 y 10,0 y que tiñe de rosa las disoluciones básicas y deja incoloras las ácidas.

La respuesta correcta es la **d**.

8.49. Al mezclar 10,0 mL de una disolución 0,200 M de un ácido débil con 10,0 mL de una disolución 0,100 M de NaOH, el pH de la disolución resultante es de 4,65. Suponiendo que el ácido es monoprótico, el valor de su constante de acidez será:
a) $2{,}24\cdot10^{-5}$
b) $4{,}46\cdot10^{-4}$
c) $10^{-4{,}65}$
d) $1{,}00\cdot10^{-8}$
e) $5{,}02\cdot10^{-9}$

(O.Q.L. País Vasco 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y el ácido débil HA es:

$$NaOH(aq) + HA(aq) \rightarrow NaA(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de cada uno de los reactivos son:

$$\left.\begin{array}{l} 10{,}0\ \text{mL HA 0,200 M} \cdot \dfrac{0{,}200\ \text{mmol HA}}{1\ \text{mL HA 0,200 M}} = 2{,}00\ \text{mmol HA} \\ 10{,}0\ \text{mL NaOH 0,100 M} \cdot \dfrac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,100 M}} = 1{,}00\ \text{mmol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{2{,}00\ \text{mmol HA}}{1{,}00\ \text{mmol NaOH}} = 2$$

Como la relación molar es mayor 1 quiere decir que sobra HA, por lo que NaOH es el reactivo limitante que determina la cantidad de NaA formado y HA sobrante.

Relacionando NaOH con HA:

$$1{,}00\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol HA}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1{,}00\ \text{mmol HA}$$

$$2{,}00\ \text{mmol HA (inicial)} - 1{,}00\ \text{mmol HA (inicial)} = 1{,}00\ \text{mmol HA (exceso)}$$

Relacionando NaOH con NaA:

$$1{,}00\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaA}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1{,}00\ \text{mmol NaA}$$

La mezcla de NaA (base débil) y HA (ácido débil) constituye una disolución reguladora ácida en la que, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies son, respectivamente:

$$[HA] = [NaA] = \frac{1{,}00\ \text{mmol HA}}{(10{,}0 + 10{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0500\ \text{M}$$

Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias presentes en la disolución son:

$$HA(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$NaA(aq) \rightarrow Na^+(aq) + A^-(aq)$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]}$$

De acuerdo con el concepto de pH, si pH = 4,65:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,65}\ M$$

El valor de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{0,0500 \cdot (10^{-4,65})}{0,0500} = 10^{-4,65}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.50. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M de HCl y NH_3, el pH de la disolución resultante será:
a) Igual al pK_a del NH_3
b) 7 < pH < 14
c) Igual al pK_a del HCl
d) Igual a 7
e) 1 < pH < 7

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Si se mezclan un ácido fuerte, HCl, con una base débil, NH_3, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq) + H_2O(aq)$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo queda el NH_4Cl formado. Se trata de una sal que presenta hidrólisis ácida de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NH_4Cl\ (aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, se producen iones H_3O^+, por tanto, para esta disolución se cumple que, $1 < pH < 7$.

La respuesta correcta es la **e**.

8.51. Una base se valora añadiéndole un ácido con la bureta y usando naranja de metilo como indicador. ¿Cuál de las siguientes combinaciones es la que correspondería a una valoración correcta?
(Dato. El naranja de metilo es un colorante azoderivado y un indicador de pH con cambio de color de rosáceo a anaranjado entre pH 3,1 y 4,2).

Base	Ácido	Cambio en el punto final
a) Fuerte	**fuerte**	**de anaranjado a rosáceo**
b) Débil	**fuerte**	**de anaranjado a rosáceo**
c) Fuerte	**fuerte**	**de rosáceo a anaranjado**
d) Débil	**fuerte**	**de rosáceo a anaranjado**

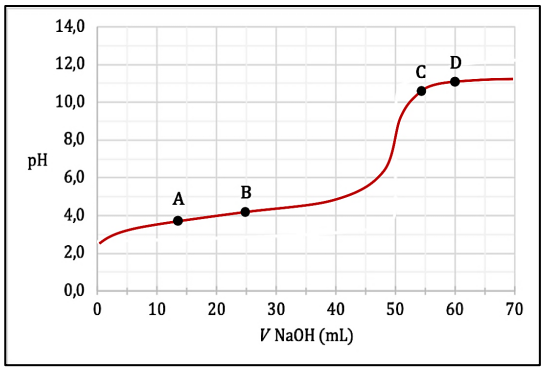
(O.Q.N. Santander 2019)

Como el p$K_{ind} \approx 3,75$; esto quiere decir la disolución acuosa de la sal que se forma en el punto de equivalencia de esta valoración debe tener un pH cercano a este valor. Para ello, dicha sal debe sufrir hidrólisis ácida, es decir, debe proceder de un ácido fuerte y una base débil para que solo se hidrolice el catión procedente de la base fuerte y el pH de la disolución resultante sea menor que 7.

El cambio de color que se produce en el indicador es de anaranjado (con la base inicial) a rosáceo (por el ácido formado).

La respuesta correcta es la **b**.

8.52. Considere la valoración ácido-base a 25 °C de 50 mL de ácido benzoico ($pK_a = 4{,}204$) 0,10 M empleando en la bureta NaOH 0,10 M. La curva de valoración que se ha obtenido experimentalmente es la de la figura, donde se han marcado cuatro puntos A, B, C y D. Indique cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta.



a) El rojo de cresol (viraje entre 7,1 y 8,8) sería un buen indicador de pH para llevar a cabo la valoración.
b) Sin contar el agua, en los puntos C y D hay dos bases presentes en la disolución.
c) En el punto B la disolución contiene 0,0024 mol de ácido benzoico.
d) En A, la concentración de ácido benzoico es aproximadamente el 75 % de la inicial.

(O.Q.N. Santander 2019)

a) Verdadero. Según se observa en la figura, el pH correspondiente al punto de equivalencia está en torno a 8, por tanto, el rojo de cresol (viraje es entre 7,1 y 8,8) sería un indicador de pH adecuado para esta valoración.

b) Verdadero. Los puntos C y D, se encuentran pasado el punto de equivalencia. Las sustancias existentes en la disolución en esos puntos son:

- Benzoato de sodio formado en la neutralización, que es una sal formada por catión Na^+, que no sufre hidrólisis por proceder de una base fuerte, y el anión benzoato, $C_6H_5COO^-$, que la base débil conjugada del ácido benzoico, C_6H_5COOH.
- Hidróxido de sodio, NaOH, base fuerte, que se encuentra en exceso después del punto de equivalencia.

c) Verdadero. El punto B corresponde a un volumen de NaOH añadido de 26 mL. La cantidad de ácido benzoico que queda sin neutralizar es:

$$26\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } C_6H_5COOH}{1\ \text{mmol NaOH}} = 2{,}6\ \text{mmol } C_6H_5COOH$$

$$50\ \text{mL } C_6H_5COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } C_6H_5COOH}{1\ \text{mL } C_6H_5COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mmol } C_6H_5COOH$$

$$5{,}0\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(inicial)} - 2{,}6\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(neutralizado)} = 2{,}4\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(sobrante)}$$

d) **Falso**. El punto A corresponde a un volumen de NaOH añadido de unos 14 mL. La cantidad de ácido benzoico que queda sin neutralizar es:

$$14\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } C_6H_5COOH}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1{,}4\ \text{mmol } C_6H_5COOH$$

$$50\ \text{mL } C_6H_5COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol } C_6H_5COOH}{1\ \text{mL } C_6H_5COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mmol } C_6H_5COOH$$

$$5{,}0\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(inicial)} - 1{,}4\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(neutralizado)} = 3{,}6\ \text{mmol } C_6H_5COOH\ \text{(sin neutralizar)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar del C_6H_5COOH sin neutralizar es:

$$\frac{3{,}6\ \text{mmol } C_6H_5COOH}{(14 + 50)\ \text{mL}} = 0{,}056\ \text{M}$$

El porcentaje de ácido sin neutralizar es:

$$\frac{0{,}056\ \text{M (sin neutralizar)}}{0{,}10\ \text{M (inicial)}} \cdot 100 = 56\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.53. Se ha preparado una disolución mezclando 25,0 mL de HCl 1,00 M con 75,0 mL de una disolución de NaOH 0,500 M. ¿Cuál es el pH de la disolución obtenida?
a) 0,3
b) 0,6
c) 7
d) 13,1
e) 13,6

(O.Q.L. País Vasco 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 25{,}0\ \text{mL HCl 1,00 M} \cdot \dfrac{1{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 1,00 M}} = 25{,}0\ \text{mmol HCl} \\ 75{,}0\ \text{mL NaOH 0,500 M} \cdot \dfrac{0{,}500\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,500 M}} = 37{,}5\ \text{mmol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{25{,}0\ \text{mmol HCl}}{37{,}5\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}667$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra NaOH.

Relacionado HCl con NaOH:

$$25{,}0\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol HCl}} = 25{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

$$37{,}5\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 25{,}0\ \text{mmol NaOH (consumido)} = 12{,}5\ \text{mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{12{,}5\ \text{mmol NaOH}}{(25{,}0 + 75{,}0)\ \text{mL}} = 0{,}125\ \text{M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada de acuerdo con la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el balance de materia, $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0{,}125\ \text{M}$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0{,}125) = 0{,}900 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14{,}0 - 0{,}900 = 13{,}1$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2012).

8.54. Si se mezclan 50,0 mL de sendas disoluciones de $Ca(OH)_2$ y HCl, ambas 0,100 M. El pH final de la mezcla, supuesta la aditividad del volumen, será:
a) 7,0
b) 12,7
c) 13,0
d) 14,0

(O.Q.L. Asturias 2019) (O.Q.L. Asturias 2020)

Cuando se mezclan sustancias, el pH de la disolución resultante lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$2\ HCl(aq) + Ca(OH)_2\ (aq) \rightarrow CaCl_2\ (aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de cada especie es:

$$\left.\begin{array}{l} 50{,}0\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}100\ M \cdot \dfrac{0{,}100\ mmol\ Ca(OH)_2}{1\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}100\ M} = 5{,}00\ mmol\ Ca(OH)_2 \\ 50{,}0\ mL\ HCl\ 0{,}100\ M \cdot \dfrac{0{,}100\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0{,}100\ M} = 5{,}00\ mmol\ HCl \end{array}\right\} \rightarrow \frac{5{,}00\ mmol\ HCl}{5{,}00\ mmol\ Ca(OH)_2} = 1$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra $Ca(OH)_2$.

▪ El $CaCl_2$ formado es una sal procedente de ácido y base fuertes. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

$$CaCl_2\ (aq) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Ca^{2+}(aq)$$

Los iones Ca^{2+} y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan. Por tanto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante.

▪ Relacionado HCl con $Ca(OH)_2$:

$$5{,}00\ mmol\ HCl \cdot \frac{1\ mmol\ Ca(OH)_2}{2\ mmol\ HCl} = 2{,}50\ mmol\ Ca(OH)_2$$

De acuerdo con el balance de $Ca(OH)_2$ y suponiendo volúmenes aditivos la concentración de la disolución resultante es:

$$[Ca(OH)_2] = \frac{5{,}00\ mmol\ Ca(OH)_2\ (inicial) - 2{,}50\ mmol\ Ca(OH)_2\ (consumido)}{(50{,}0 + 50{,}0)\ mL\ disolución} = 0{,}0250\ M$$

El $Ca(OH)_2$ es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:

$$Ca(OH)_2\ (aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = 2\ [Ca(OH)_2] = 0{,}0500\ M$$

El pOH y pH de la disolución resultante son, respectivamente:

$$pOH = -\log(0{,}0500) = 1{,}30$$

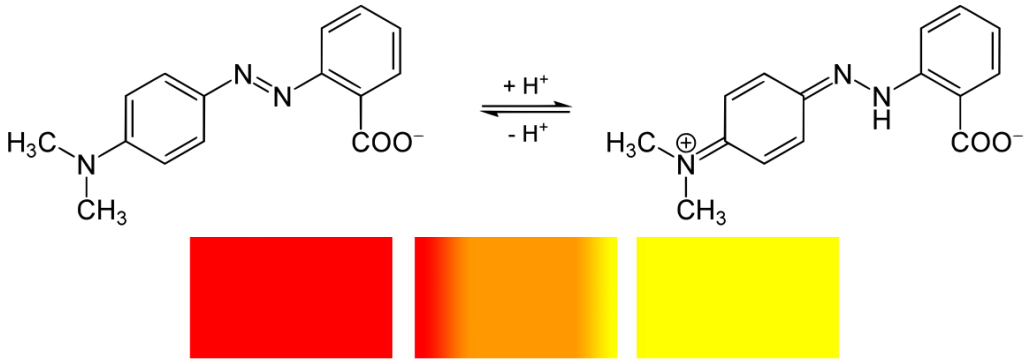
$$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14{,}0 - 1{,}30 = 12{,}7$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.55. El indicador ácido-base rojo de metilo tiene un $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$. Su forma ácida es roja mientras que su forma alcalina es amarilla. Si se agrega rojo de metilo a una solución incolora con un pH = 7, el color será:
a) Rosa
b) Rojo
c) Naranja
d) Amarillo

(O.Q.L. Madrid 2020)

El cambio de color del indicador rojo de metilo está asociado al siguiente equilibrio:



Como el pH de la disolución es superior al p$K_a = 5$ del indicador este se encuentra en su forma alcalina y toma la coloración amarilla.

La respuesta correcta es la **d**.

8.56. Se dispone de tres disoluciones en agua:

A: ácido sulfúrico 1,0 M B: ácido acético 1,0 M C: hidróxido de sodio 1,0 M

Se dan las afirmaciones:

I. Al mezclar 10 mL de disolución A con 10 mL de disolución C, se produce la neutralización quedando pH = 7.

II. Al mezclar 10 mL de disolución B con 20 mL de disolución C, se produce la neutralización quedando pH > 7.

III. Al mezclar 10 mL de disolución B con 5 mL de disolución C, se obtiene una disolución tampón o reguladora de pH.

IV. Al mezclar 10 mL de disolución B con 10 mL de disolución C, se produce la neutralización quedando pH = 7.

De las afirmaciones anteriores solo son ciertas:

a) Todas

b) II y III

c) II y IV

d) I y III

(Datos. K_a (ácido acético) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Considere el ácido sulfúrico fuerte en sus dos ionizaciones).

(O.Q.L. Madrid 2020)

I) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre la disolución A (H_2SO_4) y la disolución C (NaOH) es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Las cantidades de cada uno de los reactivos que se mezclan son:

$$10\ mL\ H_2SO_4\ 1{,}0\ M \cdot \frac{1{,}0\ mmol\ H_2SO_4}{1\ mL\ H_2SO_4\ 1{,}0\ M} = 10\ mmol\ H_2SO_4$$

$$10\ mL\ NaOH\ 1{,}0\ M \cdot \frac{1{,}0\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 1{,}0\ M} = 20\ mmol\ NaOH$$

Como la estequiometría de la reacción es 2:1 y existen inicialmente 10 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 5 mmol de H_2SO_4. Al final de la reacción quedan 5 mmol de H_2SO_4 sin reaccionar y 5,0 mmol de Na_2SO_4 formado. Esta sal no sufre hidrólisis:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq)$$

▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

La disolución resultante contiene una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y Na_2SO_4 (sal no hidrolizable), por tanto, tiene pH < 7.

II) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre la disolución B (CH_3COOH) y la disolución C (NaOH) es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Las cantidades de cada uno de los reactivos que se mezclan son:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$20\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ NaOH}{1\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 20\ \text{mmol}\ NaOH$$

Como la estequiometría de la reacción es 1:1 y existen inicialmente 10 mmol de CH_3COOH, esta sustancia es el limitante y consume 10 mmol de NaOH. Al final de la reacción quedan 10 mmol de NaOH sin reaccionar y 10 mmol de $NaCH_3COO$ formado. Esta sal sufre hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

La disolución resultante contiene una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y $NaCH_3COO$ (base débil), por tanto, tiene pH > 7.

III) **Verdadero**. Las cantidades de cada uno de los reactivos que se mezclan son:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$5\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ NaOH}{1\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 5\ \text{mmol}\ NaOH$$

Como la estequiometría de la reacción es 1:1 y existen inicialmente 5 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 5 mmol de CH_3COOH. Al final de la reacción quedan 5 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 5 mmol de $NaCH_3COO$ formado.

La disolución resultante contiene una mezcla formada por CH_3COOH (ácido débil) y $NaCH_3COO$ (base débil), por tanto, se trata de una disolución reguladora de pH.

IV) Falso. Las cantidades de cada uno de los reactivos que se mezclan son:

$$10\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$10\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ NaOH}{1\ \text{mL}\ NaOH\ 1{,}0\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ NaOH$$

Como la estequiometría de la reacción es 1:1 se trata de cantidades estequiométricas y se produce la neutralización de ambas especies. Al final de la reacción solo hay 10 mmol de $NaCH_3COO$ formado.

La disolución resultante contiene solo $NaCH_3COO$ (base débil), sal que sufre hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$NaCH_3COO(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, se forman iones OH^-, por tanto, la disolución resultante tiene pH > 7.

La respuesta correcta es la **b**.

8.57. De los siguientes indicadores de pH, ¿cuál mostrará un cambio de color en torno al pH neutro?

Indicador	K_a	Cambio de color
Azul de bromofenol	$1{,}4\cdot10^{-4}$	Amarillo → azul
Verde de bromocresol	$2{,}1\cdot10^{-5}$	Amarillo → azul
Azul de bromotimol	$7{,}9\cdot10^{-8}$	Amarillo → azul
2,4-Dinitrofenol	$1{,}3\cdot10^{-4}$	Incoloro → amarillo

a) Azul de bromofenol
b) Verde de bromocresol
c) Azul de bromotimol
d) 2,4-Dinitrofenol

(O.Q.N. Valencia 2020)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

Si la disolución resultante es neutra (pH = 7) quiere decir que se necesita un indicador que tenga un pK_a más cercano a ese valor del pH.

De los indicadores propuestos, el adecuado es el azul de bromotimol ($K_a = 7{,}9\cdot10^{-8}$ o $pK_a = 7{,}1$).

La respuesta correcta es la **c**.

V. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

1. RELACIÓN ENTRE SOLUBILIDAD Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

1.1. La solubilidad del acetato de plata es 10,2 g L^{-1}, ¿cuál es su producto de solubilidad?
a) $3{,}7\cdot10^{-3}$
b) $6{,}1\cdot10^{-3}$
c) $7{,}8\cdot10^{-4}$
d) $3{,}7\cdot10^{-5}$

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1994)

El equilibrio de disolución del $AgCH_3COO(s)$ viene dado por la siguiente ecuación:

$$AgCH_3COO(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[CH_3COO^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $AgCH_3COO$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = [CH_3COO^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

La solubilidad molar del $AgCH_3COO$ es:

$$s = \frac{1{,}02\text{ g } AgCH_3COO}{100\text{ mL agua}} \cdot \frac{1\text{ mol } AgCH_3COO}{166{,}9\text{ g } AgCH_3COO} \cdot \frac{10^3\text{ mL agua}}{1\text{ L agua}} = 6{,}11\cdot10^{-2}\text{ mol L}^{-1}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = (6{,}11\cdot10^{-2})^2 = 3{,}73\cdot10^{-3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.2. Calcule la solubilidad del yodato de plomo(II) en agua.
a) $6{,}5\cdot10^{-14}$ mol L^{-1}
b) $5{,}1\cdot10^{-7}$ mol L^{-1}
c) $4{,}0\cdot10^{-5}$ mol L^{-1}
d) $5{,}1\cdot10^{-6}$ mol L^{-1}
e) $6{,}0\cdot10^{-7}$ mol L^{-1}
(Dato. K_s $(Pb(IO_3)_2) = 2{,}6\cdot10^{-13}$).

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Burgos 1998)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(IO_3)_2(s)$ es:

$$Pb(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[IO_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Pb(IO_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [IO_3^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$2{,}6\cdot10^{-13} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 4{,}0\cdot10^{-5}\text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.3. Si el producto de solubilidad del AgBr(s) es $5{,}0\cdot10^{-13}$ a 25 °C, su solubilidad en agua es:
a) $2{,}5\cdot10^{-6}$ mol L^{-1}
b) $7{,}1\cdot10^{-7}$ mol L^{-1}
c) $1{,}4\cdot10^{-6}$ mol L^{-1}
d) $2{,}5\cdot10^{-13}$ mol L^{-1}
e) El bromuro de plata es completamente insoluble.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. País Vasco 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr(s) es:

$$AgBr(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Br^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgBr y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = [Br^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5{,}0\cdot10^{-13} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 7{,}1\cdot10^{-7}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.4. La relación entre la solubilidad en agua, s, y el producto de solubilidad, K_s, para el sólido iónico $Fe(OH)_3$ es:
a) $9\ s^4 = K_s$
b) $3\ s^4 = K_s$
c) $3\ s^2 = K_s$
d) $s = K_s$
e) $27\ s^4 = K_s$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_3(s)$ es:

$$Fe(OH)_3(s) \leftrightarrows Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{3+}]\,[OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Fe(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 3\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3\ s)^3 = 27\ s^4$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.5. Calcule el producto de solubilidad del $PbBr_2(s)$ si la solubilidad de esta sal en agua a 25 °C es 0,022 mol L^{-1}.
a) $1{,}9\cdot10^{-5}$
b) $1{,}1\cdot10^{-5}$
c) $4{,}3\cdot10^{-5}$
d) $9{,}7\cdot10^{-4}$
e) $4{,}8\cdot10^{-4}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbBr_2(s)$ es:

$$PbBr_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\ [Br^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbBr_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [Br^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (0{,}022)^3 = 4{,}3{\cdot}10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.6. Señale la proposición correcta:
a) El producto de solubilidad del $FeCO_3$ disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
b) La solubilidad del $FeCO_3$ en agua pura ($K_s = 2{,}11{\cdot}10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la del CaF_2 en agua pura ($K_s = 2{,}7{\cdot}10^{-11}$), puesto que sus productos de solubilidad son casi iguales.
c) La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del $FeCO_3$.
d) La solubilidad del $FeCO_3$ es mayor que la del CaF_2.
e) La solubilidad del $FeCO_3$ aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Valencia 2017)

a) Falso. El producto de solubilidad, K_s, de una sustancia es un valor constante que solo depende de la temperatura.

b) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del $FeCO_3(s)$ y $CaF_2(s)$ son, respectivamente:

$$FeCO_3(s) \leftrightarrows Fe^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \qquad CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [Fe^{2+}]\ [CO_3^{2-}] \qquad K_s = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a las solubilidades molares del $FeCO_3$ y CaF_2, y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s \qquad [Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son, respectivamente:

$$K_s = s \cdot s = s^2 \qquad K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

Los valores de las solubilidades molares son, respectivamente:

$$2{,}11{\cdot}10^{-11} = s^2 \rightarrow s = 4{,}6{\cdot}10^{-6}\ \text{mol L}^{-1} \qquad 2{,}7{\cdot}10^{-11} = 4\ s^3 \rightarrow s = 1{,}9{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

Como se observa, la solubilidad del CaF_2 es mayor que la del $FeCO_3$.

c) **Verdadero**. La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del $FeCO_3$.

d) Falso. La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del $FeCO_3$.

e) Falso. La adición de Na_2CO_3, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del $FeCO_3$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones carbonato añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. La relación entre la solubilidad en agua, s, y el producto de solubilidad, K_s, para el sólido iónico $Fe(OH)_2$ es:
a) $K_s = s^3$
b) $K_s = s$
c) $K_s = s^2$
d) $K_s = 4\,s^3$
e) $K_s = 2\,s^2$
f) $K_s = 2\,s^3$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. La Rioja 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_2(s)$ es:

$$Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+}(aq) + 2\,OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Fe(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

1.8. El bórax es un sólido iónico poco soluble:

$$Na_2B_4O_5(OH)_4{\cdot}8H_2O(s) \leftrightarrows 2\,Na^+(aq) + B_4O_5(OH)_4^{2-}(aq)$$

¿Cuál será la relación entre su solubilidad en agua, s, y su producto de solubilidad, K_s?
a) $K_s = s^3$
b) $K_s = 2\,s$
c) $K_s = 4\,s^2$
d) $K_s = 4\,s^3$
e) $K_s = 2\,s^2$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Galicia 2016)

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Na^+]^2\,[B_4O_5(OH)_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Na_2B_4O_5(OH)_4{\cdot}8\,H_2O$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Na^+] = s \qquad [B_4O_5(OH)_4^{2-}] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Almería 1999 y Asturias 2004).

1.9. Si de una disolución saturada de un sólido prácticamente insoluble en agua se evapora la mitad del agua manteniendo la temperatura constante, ¿cuál sería la molaridad de la disolución?
a) Igual a la inicial.
b) La mitad de la inicial.
c) El doble de la inicial.
d) Cuatro veces la inicial.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2019)

Si una sustancia AB prácticamente insoluble se introduce en un cierto volumen de agua, se disuelve una pequeña cantidad de AB de forma que la disolución queda saturada según el siguiente equilibrio:

$$AB(s) \leftrightarrows A^+(aq) + B^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^+]\,[B^-] \qquad \text{valor constante que solo depende de la temperatura.}$$

Si se evapora la mitad del agua manteniendo constante la temperatura, como el producto de solubilidad es constante, las concentraciones iónicas en el equilibrio permanecen constantes.

La respuesta correcta es la **a**.

1.10. Los productos de solubilidad del sulfato de estroncio y fluoruro de plomo(II) son respectivamente, $2{,}8\cdot10^{-7}$ y $2{,}7\cdot10^{-8}$. Se puede afirmar que:
a) Las dos solubilidades son la raíz cuadrada de sus respectivos productos de solubilidad.
b) La solubilidad del fluoruro de plomo(II) es mayor que la del sulfato de estroncio.
c) Las dos solubilidades son aproximadamente iguales.
d) Los productos de solubilidad de ambas sales aumentan con el pH.
e) No es posible conocer la solubilidad con este dato.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016) (O.Q.L. País Vasco 2018)

a) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del $SrSO_4(s)$ y $PbF_2(s)$ son, respectivamente:

$$SrSO_4(s) \leftrightarrows Sr^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \qquad PbF_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,F^-(aq)$$

Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [Sr^{2+}]\,[SO_4^{2-}] \qquad K_s = [Pb^{2+}]\,[F^-]^2$$

Llamando s a las solubilidades molares del $SrSO_4$ y PbF_2, y considerando que en el equilibrio:

$$[Sr^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s \qquad [Pb^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\,s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son:

$$K_s = s^2 \qquad K_s = s\cdot(2\,s)^2 = 4\,s^3$$

Los valores de las solubilidades molares de ambas sales son, respectivamente:

$$2{,}8\cdot10^{-7} = s^2 \rightarrow s = 5{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1} \qquad 2{,}7\cdot10^{-8} = 4\,s^3 \rightarrow s = 1{,}9\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

Como se observa, la solubilidad del PbF_2 es mayor que la del $SrSO_4$.

b) **Verdadero**. La solubilidad del PbF_2 es mayor que la del $SrSO_4$.

c) Falso. La solubilidad del PbF_2 es casi 4 veces mayor que la del $SrSO_4$.

d) Falso. En ninguno de los equilibrios están presentes los iones OH^- o H^+, por tanto, la adición de ácido o base, es decir la modificación del pH, afecta a la solubilidad de ambas especies.

e) Como se ha demostrado en el apartado a, la solubilidad se calcula a partir del producto de solubilidad.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

1.11. El producto de solubilidad del SrF_2 en agua es $7{,}8\cdot10^{-10}$ y el del Ag_3PO_4 es $1{,}8\cdot10^{-18}$, por tanto:
a) La solubilidad de estos compuestos es $7{,}8\cdot10^{-10}$ y $1{,}8\cdot10^{-18}$ mol L^{-1}.
b) La solubilidad de estos compuestos en NaCl será menor que en agua pura.
c) La solubilidad del SrF_2 es más de 10 veces mayor que la del Ag_3PO_4.
d) La solubilidad del SrF_2 es aproximadamente 10^8 veces superior a la del Ag_3PO_4.
e) La solubilidad del SrF_2 aumenta al añadir NaF.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. El producto de solubilidad no es lo mismo que la solubilidad de una sustancia.

b) La adición de una sal, NaCl, que no tiene ningún ion común con los del equilibrio estudiado no afecta a la solubilidad de las sustancias precipitadas.

c) **Verdadero**. Los equilibrios correspondientes a la disolución del $Ag_3PO_4(s)$ y $SrF_2(s)$ son, respectivamente:

$$Ag_3PO_4(s) \leftrightarrows 3\ Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) \qquad PbF_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [Ag^+]^3\ [PO_4^{3-}] \qquad K_s = [Sr^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidades molares del Ag_3PO_4 y SrF_2, y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 3\ s \qquad [PO_4^{3-}] = s \qquad [Sr^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

Las expresiones de K_s quedan, respectivamente, como:

$$K_s = (3\ s)^3 \cdot s = 27\ s^4 \qquad K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

Los valores de las solubilidades molares de ambas sales son, respectivamente:

$$1{,}8{\cdot}10^{-18} = 27\ s^4 \rightarrow s = 1{,}6{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1} \qquad 7{,}8{\cdot}10^{-10} = 4\ s^3 \rightarrow s = 5{,}8{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

Comparando ambas solubilidades:

$$\frac{s\ (SrF_2)}{s\ (Ag_3PO_4)} = \frac{5{,}8{\cdot}10^{-4}\ \text{M}}{1{,}6{\cdot}10^{-5}\ \text{M}} = 36$$

Como se observa, la solubilidad del SrF_2 es más de 10 veces mayor que la del Ag_3PO_4.

d) Falso. La solubilidad del SrF_2 no es unas 10^8 veces mayor que la del Ag_3PO_4. Esa es la relación entre los respectivos productos de solubilidad:

$$\frac{K_s\ (SrF_2)}{K_s\ (Ag_3PO_4)} = \frac{7{,}8{\cdot}10^{-10}}{1{,}8{\cdot}10^{-18}} = 4{,}3{\cdot}10^8$$

e) Falso. La adición de NaF sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del SrF_2. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones F^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998, Oviedo 2002 y otras).

1.12. La solubilidad en agua del fluoruro de calcio, CaF_2, es de 0,0160 g L^{-1} a la temperatura de 18 °C. El valor del producto de solubilidad del fluoruro de calcio a esa temperatura debe ser:
a) $3{,}4{\cdot}10^{-11}$
b) $4{,}0{\cdot}10^{-8}$
c) $8{,}2{\cdot}10^{-8}$
d) $1{,}7{\cdot}10^{-10}$

(O.Q.L. Murcia 2003)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

La solubilidad molar del CaF_2 es:

$$s = \frac{0{,}0160\ \text{g}\ CaF_2}{\text{L}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaF_2}{78{,}1\ \text{g}\ CaF_2} = 2{,}05{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ \text{L}^{-1}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (2{,}05{\cdot}10^{-4})^3 = 3{,}45{\cdot}10^{-11}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.13. Tras añadir una cierta cantidad de AgCl a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 2 g de sólido. Si posteriormente se añade 1 g más de AgCl, a la misma temperatura, se puede afirmar que:
a) Ha cambiado la concentración de Cl^- de la disolución.
b) Habrá exactamente 3 g de sólido en el fondo.
c) Habrá menos de 3 g de sólido en el fondo.
d) El AgCl no es soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2003)

La adición de 2 g de AgCl(s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de AgCl se disuelva, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Si a continuación, se añade 1 g más de AgCl sin cambiar la temperatura (no cambia la solubilidad) habrá 3 g de AgCl(s) en el fondo ya que se trata de una sustancia insoluble y la disolución está saturada.

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. El interior de una tetera está recubierto con 10,0 g de $CaCO_3$. ¿Cuántos lavados serían necesarios para disolver todo el $CaCO_3$, si en cada lavado se gastan 250 mL de agua?
a) 10
b) 250
c) 6.324
d) 12.640
e) 1.580
(Dato. K_s ($CaCO_3$) = $4{,}00{\cdot}10^{-9}$).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. País Vasco 2018) (O.Q.L. Málaga 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaCO_3$(s) es:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $CaCO_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4{,}00{\cdot}10^{-9} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 6{,}33{\cdot}10^{-5}\ \text{mol}\ \text{L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad del $CaCO_3$ en g L^{-1}:

$$\frac{6{,}33\cdot10^{-5}\ \text{mol CaCO}_3}{\text{L}}\cdot\frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3}=6{,}34\cdot10^{-3}\ \text{g L}^{-1}$$

La masa de $CaCO_3$ que se disuelve en 250 mL de agua será:

$$250\ \text{mL}\cdot\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}}\cdot\frac{6{,}34\cdot10^{-3}\ \text{g CaCO}_3}{\text{L}}=1{,}59\cdot10^{-3}\ \text{g CaCO}_3$$

Relacionando la masa de $CaCO_3$ depositada en la tetera con la solubilidad del $CaCO_3$, es decir, la masa que se disuelve en cada lavado en 250 mL de agua, se obtiene el número de lavados a realizar para eliminar todo el depósito:

$$10{,}0\ \text{g CaCO}_3\cdot\frac{1\ \text{lavado}}{1{,}59\cdot10^{-3}\ \text{g CaCO}_3}=6.289\ \text{lavados}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(El resultado no coincide exactamente debido al número de cifras significativas utilizado).

1.15. El valor del producto de solubilidad de las sales MX, QX_2 y Z_2X_3 es igual a $4{,}0\cdot10^{-12}$. ¿Cuál de las sales es más soluble?
a) MX
b) QX_2
c) Z_2X_3
d) Las tres tienen la misma solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución de una sal del tipo $A_mB_n(s)$ es:

$$A_mB_n(s) \leftrightarrows m\ A^{n+}(aq) + m\ B^{m-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{n+}]^m\ [B^{m-}]^n$$

Llamando s a la solubilidad molar del A_mB_n y considerando que en el equilibrio:

$$[A^{n+}] = m\ s \qquad [B^{m-}] = n\ s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = (m\ s)^m\cdot(n\ s)^n = m^m\cdot n^n\cdot s^{(m+n)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal es:

$$s=\sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m\cdot n^n}}$$

▪ Para la sal MX se tiene que (m+n) = 2 y el valor de la solubilidad es:

$$s=\sqrt{\frac{4{,}0\cdot10^{-12}}{1}}=2{,}0\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Para la sal QX_2, se tiene que (m+n) = 3 y el valor de la solubilidad es:

$$s=\sqrt[3]{\frac{4{,}0\cdot10^{-12}}{1\cdot2^2}}=1{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Para la sal Z_2X_3, se tiene que (m+n) = 5 y el valor de la solubilidad es:

$$s=\sqrt[5]{\frac{4{,}0\cdot10^{-12}}{2^2\cdot3^3}}=2{,}1\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

A la vista de las respectivas solubilidades, la sal más soluble es la que tiene de fórmula Z_2X_3.

La respuesta correcta es la **c**.

1.16. A 25 °C la solubilidad del fluoruro de bario en agua es $7{,}41\cdot10^{-3}$ mol L^{-1}. El producto de solubilidad de dicha sal en agua es:
a) $1{,}63\cdot10^{-6}$ mol^3 L^{-3}
b) $5{,}47\cdot10^{-5}$ mol^2 L^{-2}
c) $8{,}10\cdot10^{-7}$ mol^3 L^{-3}
d) $1{,}09\cdot10^{-4}$ mol^2 L^{-2}

(O.Q.L. Murcia 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaF_2(s)$ es:

$$BaF_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ba^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (7{,}41\cdot10^{-3})^3 = 1{,}63\cdot10^{-6}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua a 18 °C se encuentra tabulada como 0,00760 g por 100 mL. El producto de solubilidad de esta sal es:
a) $7{,}6\cdot10^{-6}$
b) $6{,}8\cdot10^{-7}$
c) $8{,}0\cdot10^{-8}$
d) $7{,}3\cdot10^{-9}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $MgF_2(s)$ es:

$$MgF_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del MgF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

La solubilidad molar del MgF_2 es:

$$s = \frac{0{,}00760\ \text{g}\ MgF_2}{100\ \text{mL}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgF_2}{62{,}3\ \text{g}\ MgF_2} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 1{,}22\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1{,}22\cdot10^{-3})^3 = 7{,}26\cdot10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.18. El producto de solubilidad del hidróxido de plomo(II) es $2{,}56\cdot10^{-10}$. Se puede decir que, en una disolución saturada, se cumple que:
a) $[Pb^{2+}]\,[OH^-] = 2{,}56\cdot10^{-10}$
b) $[Pb^{2+}]\,[2\ OH^-] = 2{,}56\cdot10^{-10}$
c) $[Pb^{2+}]\,[OH^-]^2 = 2{,}56\cdot10^{-10}$
d) $[½\ Pb^{2+}]\,[OH^-] = 2{,}56\cdot10^{-10}$
e) $[2\ Pb^{2+}]\,[OH^-] = 2{,}56\cdot10^{-10}$
f) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Sevilla 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(OH)_2(s)$ es:

$$Pb(OH)_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[OH^-]^2 = 2{,}56\cdot10^{-10}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.19. Al añadir 0,5 g de AgCl a una cierta cantidad de agua se observa que se depositan 0,45 g en el fondo. Se puede por tanto decir que:
a) El AgCl es muy soluble en agua.
b) Si se añade 0,05 g más de AgCl se consigue tener 0,5 g en el fondo.
c) Si se aumenta la temperatura seguirá habiendo 0,45 g de AgCl en el fondo.
d) El AgCl es un compuesto covalente.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El AgCl es un compuesto muy poco soluble en agua.

b) **Verdadero**. La adición de 0,5 g de AgCl(s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de AgCl se disuelva con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Si a continuación, se añade 0,05 g más de AgCl sin cambiar la temperatura (no cambia la solubilidad) habrá 0,5 g de AgCl(s) en el fondo ya que se trata de una sustancia insoluble y la disolución está saturada.

c) Falso. Si se aumenta la temperatura el sólido depositado en el fondo se disuelve.

d) Falso. Teniendo en cuenta las electronegatividades del Cl (3,14) y de la plata (1,93), el AgCl presenta una diferencia de electronegatividad de 1,21 que lo hace un compuesto con enlace parcialmente iónico-parcialmente covalente.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003).

1.20. En una disolución se tiene en equilibrio $Ag_2CrO_4(s)$ con aniones CrO_4^{2-} en concentración 0,100 M y cationes Ag^+ en concentración $4{,}4\cdot10^{-6}$ M. ¿Cuál es el producto de solubilidad del Ag_2CrO_4?
a) $K_s = 1{,}9\cdot10^{-12}\ mol^3\ L^{-3}$
b) $K_s = 1{,}2\cdot10^{-14}\ mol^3\ L^{-3}$
c) $K_s = 1{,}8\cdot10^{-10}\ mol^3\ L^{-3}$
d) $K_s = 1{,}3\cdot10^{-8}\ mol^3\ L^{-3}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\ Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [CrO_4^{2-}]\,[Ag^+]^2$$

El valor de la constante es:

$$K_s = (0{,}100)\cdot(4{,}4\cdot10^{-6})^2 = 1{,}9\cdot10^{-12}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.21. ¿Cuál es la expresión correcta para la constante del producto de solubilidad del $Mg_3(PO_4)_2$?
a) $K_s = [Mg^{2+}]\,[PO_4^{3-}]$
b) $K_s = [Mg^{2+}]^2\,[PO_4^{3-}]^3$
c) $K_s = [Mg^{2+}]^3\,[PO_4^{3-}]^2$
d) $K_s = s^3$
e) $K_s = 6\,s^2$
(s = solubilidad de la sal en mol L^{-1}).

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg_3(PO_4)_2(s)$ es:

$$Mg_3(PO_4)_2(s) \leftrightarrows 3\,Mg^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]^3\,[PO_4^{3-}]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.22. Calcule la solubilidad del PbI_2 (en g L^{-1}), si $K_s = 4{,}00\cdot10^{-5}$ mol^3 L^{-3}.
a) 8,91
b) 9,22
c) 20,30
d) 9,93

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4{,}00\cdot10^{-5} = 4\,s^3 \quad \rightarrow \quad s = 2{,}15\cdot10^{-2}\ mol\ L^{-1}$$

Expresada en g L^{-1}:

$$\frac{2{,}15\cdot10^{-2}\ mol\ PbI_2}{L}\cdot\frac{461{,}0\ g\ PbI_2}{1\ mol\ PbI_2} = 9{,}93\ g\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.23. El valor de K_s para el $Mg(OH)_2$ es $8{,}50\cdot10^{-12}$. La solubilidad en agua a 25 °C es:
a) $1{,}28\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}
b) $2{,}04\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}
c) $2{,}91\cdot10^{-6}$ mol L^{-1}
d) $3{,}01\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. Cádiz 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8{,}50\cdot10^{-12} = 4\ s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}28\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.24. Tras añadir una cierta cantidad de AgCl a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 4 g de sólido. Si posteriormente se añade 1 g más de AgCl y se vuelve a agitar:
a) No cambiará la concentración de Cl^- de la disolución.
b) Habrá 4 g de sólido en el fondo.
c) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del tiempo de agitación.
d) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del volumen de agua usado.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Suponiendo que la adición de 1 g más de AgCl(s) al agua no altera significativamente el volumen de la disolución, hay una pequeñísima cantidad de sólido que se disuelve, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La cantidad de AgCl(s) disuelto y la que queda sin disolver en el fondo dependen de la solubilidad de la sustancia y, por tanto, de la cantidad de agua presente en el recipiente, sin embargo, $[Cl^-]$ permanece constante, ya que solo depende de la temperatura.

Las respuestas correctas son **a** y **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003 y 2005).

1.25. A 25 °C el valor de K_s para el $Mg(OH)_2$ es $3{,}4\cdot10^{-11}$. Se puede afirmar que la solubilidad:
a) Es $2{,}04\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}.
b) Aumenta en disolución de hidróxido de sodio.
c) No varía con la temperatura.
d) Aumenta al agitar fuertemente.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}4{\cdot}10^{-11} = 4\,s^3 \quad \rightarrow \quad s = 2{,}0{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

b) Falso. Al añadir un ion común disminuye la solubilidad.

c) Falso. Al elevar la temperatura se aporta calor y se favorece la disolución del sólido.

d) Falso. La propuesta carece de sentido.

La respuesta correcta es la **a**.

1.26. Indique cuál de los siguientes sulfuros es más soluble en agua:
a) CuS
b) Na_2S
c) CoS
d) FeS

(O.Q.L. Madrid 2010)

El sulfuro más soluble en agua es Na_2S, ya que casi todas las sales alcalinas son muy solubles en agua, y además, los sulfuros de metales de transición son insolubles.

La respuesta correcta es la **b**.

1.27. En una disolución saturada de $Al(OH)_3$ se debe cumplir que:
a) $[Al^{3+}]\,[OH^-]^3 < K_s$
b) $[Al^{3+}]\,[OH^-]^3 > K_s$
c) $[Al^{3+}]\,[OH^-]^3 = K_s$
d) $[Al^{3+}]^3\,[OH^-] < K_s$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

En el equilibrio correspondiente a una disolución saturada de $Al(OH)_3(s)$ se cumple que:

$$Al(OH)_3(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Al^{3+}]\,[OH^-]^3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.28. Dados los siguientes compuestos (entre paréntesis se indican sus pK_s): ZnS (23,80), AgCl (9,80) y Ag_2CrO_4 (11,95). Ordénelos por su solubilidad molar creciente en agua:
a) Ag_2CrO_4, ZnS, AgCl
b) ZnS, Ag_2CrO_4, AgCl
c) ZnS, AgCl, Ag_2CrO_4
d) AgCl, Ag_2CrO_4, ZnS
e) Ag_2CrO_4, AgCl, ZnS

(O.Q.N. Valencia 2011)

La relación entre K_s y pK_s viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores pK_s y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	pK_s	K_s
ZnS	23,80	$1{,}585\cdot10^{-24}$
AgCl	9,80	$1{,}58\cdot10^{-10}$
Ag_2CrO_4	11,95	$1{,}122\cdot10^{-12}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\ Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 2\ s \qquad [CrO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2\ s)^2 \cdot s = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}122\cdot10^{-12} = 4\ s^3 \quad \rightarrow \quad s = 6{,}546\cdot10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\ [Cl^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Cl^-] = [Ag^+] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}58\cdot10^{-10} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}26\cdot10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) es:

$$ZnS(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [S^{2-}]\ [Zn^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[S^{2-}] = [Zn^{2+}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}585\cdot10^{-24} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}259\cdot10^{-12}\ mol\ L^{-1}$$

Los compuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:

$$ZnS < AgCl < Ag_2CrO_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. ¿Cuál será la concentración de ion cloruro que se obtiene al colocar 2 g de cloruro de plomo(II) en 100 mL de agua pura si el producto de solubilidad es $K_s = 10^{-9,8}$?
a) $1{,}4\cdot10^{-4}$ M
b) $2{,}2\cdot10^{-4}$ M
c) $3{,}4\cdot10^{-4}$ M
d) $6{,}8\cdot10^{-4}$ M

(O.Q.L. Asturias 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbCl_2(s)$ es:

$$PbCl_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[Cl^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbCl_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [Cl^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-9,8} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 3{,}4\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad se obtiene que el valor de $[Cl^-]$ de la disolución es:

$$[Cl^-] = 2 \cdot (3{,}4\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}) = 6{,}8\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.30. Para una disolución saturada de $Mg_3(PO_4)_2$ la solubilidad es igual a:
a) La concentración de Mg^{2+}.
b) La concentración de Mg^{2+} dividida entre dos.
c) La concentración de PO_4^{3-}.
d) La concentración de Mg^{2+} dividida entre tres.
e) La concentración de Mg^{2+} multiplicada por tres.
f) El doble de la concentración de PO_4^{3-}.

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg_3(PO_4)_2(s)$ es:

$$Mg_3(PO_4)_2(s) \leftrightarrows 3\ Mg^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg_3(PO_4)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[PO_4^{3-}] = 2\ s \qquad [Mg^{2+}] = 3\ s \qquad \rightarrow \qquad s = [Mg^{2+}]/3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.31. ¿Cuál de los siguientes sulfuros precipitados tiene mayor concentración de catión en disolución acuosa como consecuencia del equilibrio de solubilidad?
a) $Ag_2S(s)$ $K_s = 8{,}0\cdot10^{-51}$
b) $CdS(s)$ $K_s = 1{,}0\cdot10^{-27}$
c) $CoS(s)$ $K_s = 3{,}0\cdot10^{-26}$
d) $Tl_2S(s)$ $K_s = 6{,}0\cdot10^{-22}$
e) $HgS(s)$ $K_s = 5{,}0\cdot10^{-54}$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Cantabria 2013)

El equilibrio correspondiente a la disolución de un sulfuro del tipo $A_xS(s)$ es:

$$A_xS(s) \leftrightarrows x\ A^{n+}(aq) + S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{n+}]^x\ [S^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del A_xS y considerando que en el equilibrio:

$$[A^{n+}] = x\ s \qquad [S^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (x\ s)^x \cdot s = x^x \cdot s^{(x+1)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal se calcula mediante la siguiente expresión:

$$s = \sqrt[x+1]{\frac{K_s}{x^x}}$$

La mayor concentración de catión en disolución acuosa corresponde al sulfuro que tenga el valor de K_s más elevado y mayor número de cationes por unidad fórmula. Esta condición la cumple el Tl_2S y el valor de su solubilidad molar es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{6{,}0\cdot10^{-22}}{2^2}} = 5{,}3\cdot10^{-8}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[Tl^+]$ es:

$$[Tl^+] = 2 \cdot (5{,}3\cdot10^{-8}\ \text{mol L}^{-1}) = 1{,}1\cdot10^{-7}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. La expresión del producto de solubilidad, K_s, para el $Pb(IO_3)_2$ es:
a) $[Pb^{4+}]\ [IO_3^{2-}]$
b) $[Pb^{2+}]\ [2\ IO_3^-]^3$
c) $[Pb^{2+}]\ [IO_3^-]^2$
d) $[Pb^{2+}]\ [2\ IO_3^-]^2$

(O.Q.L. Asturias 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(IO_3)_2(s)$ es:

$$Pb(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\ [IO_3^-]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.33. Calcule la solubilidad, en g L^{-1}, en una disolución acuosa de hidróxido de calcio, si $K_s = 8{,}0\cdot10^{-6}$.
a) $5{,}9\cdot10^{-4}$
b) $2{,}0\cdot10^{-2}$
c) 0,93
d) 1,5

(O.Q.L. Madrid 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca(OH)_2(s)$ es:

$$Ca(OH)_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Ca(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8{,}0{\cdot}10^{-6} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}26{\cdot}10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresada en g L^{-1}:

$$\frac{1{,}26{\cdot}10^{-2}\ \text{mol Ca(OH)}_2}{\text{L}} \cdot \frac{74{,}1\ \text{g Ca(OH)}_2}{1\ \text{mol Ca(OH)}_2} = 0{,}93\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.34. Los productos de solubilidad de $BaSO_4$ y Ag_2CrO_4 en agua tienen valores $1{,}1{\cdot}10^{-10}$ y $1{,}1{\cdot}10^{-12}$, respectivamente. A la vista de estos datos se puede afirmar que:
a) La solubilidad de estas sales en agua pura será mayor que en una disolución acuosa de KI.
b) La solubilidad de estos compuestos es $1{,}1{\cdot}10^{-10}$ y $1{,}1{\cdot}10^{-12}$ mol L^{-1}, respectivamente.
c) La solubilidad del Ag_2CrO_4 es unas 6 veces mayor que la del $BaSO_4$.
d) La solubilidad del $BaSO_4$ es 10 veces mayor que la del Ag_2CrO_4.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Falso. La adición de una sal, KI, que no tiene ningún ion común con los del equilibrio estudiado aumenta la solubilidad de las sustancias precipitadas debido al efecto salino.

b) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución de las sales $Ag_2CrO_4(s)$ y $BaSO_4(s)$ son, respectivamente:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\,Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq) \qquad BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}] \qquad K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Llamando s a las solubilidades molares del Ag_2CrO_4 y $BaSO_4$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 2s \qquad [CrO_4^{2-}] = s \qquad [Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son:

$$K_s = (2\,s)^2 \cdot s = 4\,s^3 \qquad K_s = s \cdot s = s^2$$

Los valores de la solubilidad molar son, respectivamente:

$$1{,}1{\cdot}10^{-12} = 4\,s^3 \rightarrow s = 6{,}5{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1} \qquad 1{,}1{\cdot}10^{-10} = s^2 \rightarrow s = 1{,}0{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

Comparando ambas solubilidades:

$$\frac{s\ (Ag_2CrO_4)}{s\ (BaSO_4)} = \frac{6{,}5{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}}{1{,}0{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}} = 6{,}5$$

c) **Verdadero**. Como se observa, la solubilidad del Ag_2CrO_4 es algo más de 6 veces mayor que la del $BaSO_4$.

d) Falso. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003).

1.35. Dados los siguientes compuestos (entre paréntesis se indican sus respectivos pK_s):
ZnS (23,80), Ag_2CrO_4 (11,95), $Ca_3(AsO_4)_2$ (18,17), $Bi(OH)_3$ (31,5).
Ordénelos por su solubilidad molar creciente en agua:
a) $Ca_3(AsO_4)_2$, $Bi(OH)_3$, Ag_2CrO_4, ZnS
b) $Bi(OH)_3$, Ag_2CrO_4, ZnS, $Ca_3(AsO_4)_2$
c) Ag_2CrO_4, ZnS, $Ca_3(AsO_4)_2$, $Bi(OH)_3$
d) ZnS, $Bi(OH)_3$, Ag_2CrO_4, $Ca_3(AsO_4)_2$
e) $Ca_3(AsO_4)_2$, Ag_2CrO_4, $Bi(OH)_3$, ZnS

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Valencia 2020)

La relación entre K_s y pK_s viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores pK_s y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	pK_s	K_s
ZnS	23,80	$1{,}585 \cdot 10^{-24}$
Ag_2CrO_4	11,95	$1{,}122 \cdot 10^{-12}$
$Ca_3(AsO_4)_2$	18,17	$6{,}761 \cdot 10^{-19}$
$Bi(OH)_3$	31,5	$3{,}16 \cdot 10^{-32}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) es:

$$ZnS(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [S^{2-}]\,[Zn^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[S^{2-}] = [Zn^{2+}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}585 \cdot 10^{-24} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}259 \cdot 10^{-12}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\,Ag^{+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^{+}]^2\,[CrO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^{+}] = 2\,s \qquad [CrO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2\,s)^2 \cdot s = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}122 \cdot 10^{-12} = 4\,s^3 \quad \rightarrow \quad s = 6{,}546 \cdot 10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca_3(AsO_4)_2(s)$ es:

$$Ca_3(AsO_4)_2(s) \leftrightarrows 3\,Ca^{2+}(aq) + 2\,AsO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]^3\,[AsO_4^{3-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Ca_3(AsO_4)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = 3\,s \qquad [AsO_4^{3-}] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (3\,s)^3 \cdot (2\,s)^2 = 108\,s^5$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6{,}761{\cdot}10^{-19} = 108\,s^5 \qquad \rightarrow \qquad s = 9{,}106{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Bi(OH)_3(s)$ es:

$$Bi(OH)_3(s) \leftrightarrows Bi^{3+}(aq) + 3\,OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Bi^{3+}]\,[OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Bi(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Bi^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 3\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3s)^3 = 27\,s^4$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}16{\cdot}10^{-32} = 27\,s^4 \qquad \rightarrow \qquad s = 5{,}85{\cdot}10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los compuestos propuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:

$$ZnS < Bi(OH)_3 < Ag_2CrO_4 < Ca_3(AsO_4)_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

1.36. ¿Qué sólido es mucho más soluble en una disolución 1 M de HCl que en agua?
a) $CaHPO_4$
b) $CaCl_2$
c) $CaBr_2$
d) $BaSO_4$

(O.Q.L. Madrid 2013)

El fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, (la roca fosfática como se extrae de la naturaleza en los yacimientos de Fos Brucaa, Sáhara Occidental) es insoluble en agua, por lo que no puede utilizarse como abono, pues no sería absorbido por las raíces de las plantas. Este fosfato de calcio se mezcla con cantidades variables de HCl para aumentar su solubilidad, que es cada vez mayor cuanto mayor es el número de hidrógenos: $Ca_3(PO_4)_2$ es menos soluble que el $CaHPO_4$ y este a su vez, es menos soluble que el $Ca(H_2PO_4)_2$ tal como muestran las siguientes ecuaciones químicas:

$$Ca_3(PO_4)_2(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow 2\,CaHPO_4(s) + CaCl_2(aq)$$

$$2\,CaHPO_4(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2(s) + CaCl_2(aq)$$

Para las otras tres sustancias propuestas, la acidez no provoca la formación de ácidos débiles más estables que el anión, por lo que no aumenta la solubilidad.

La respuesta correcta es la **a**.

1.37. ¿Cuál es la [Ag^+] mínima para que precipite cloruro de plata ($K_s = 1{,}6\cdot10^{-10}$) en una disolución que contiene aniones cloruro en concentración 0,020 M.
a) $1{,}6\cdot10^{-8}$ M
b) $3{,}2\cdot10^{-10}$ M
c) $8{,}0\cdot10^{-9}$ M
d) 0,010 M
e) No precipita nunca.

(O.Q.L. Cantabria 2014)

Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de [Ag^+] es:

$$1{,}6\cdot10^{-10} = [Ag^+]\cdot 0{,}020 \text{ mol L}^{-1} \quad \rightarrow \quad [Ag^+] = 8{,}0\cdot10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.38. La relación entre la solubilidad en agua, s, y el producto de solubilidad, K_s, para el fluoruro de calcio, CaF_2, un sólido iónico poco soluble es:
a) $s^3 = K_s$
b) $s = K_s$
c) $s^2 = K_s$
d) $4\,s^3 = K_s$
e) $2\,s^2 = K_s$

(O.Q.L. Cantabria 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\,F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2s)^2 = 4\,s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Almería 1999 y Asturias 2004).

1.39. Calcule la concentración de ion carbonato en una disolución saturada de carbonato de cadmio si su producto de solubilidad es $K_s = 10^{-12}$.
a) 10^{-4} M
b) $3{,}5\cdot10^{-2}$ M
c) $3{,}5\cdot10^{-4}$ M
d) 10^{-6} M
e) 0,027 M

(O.Q.L. Madrid 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CdCO_3(s)$ es:

$$CdCO_3(s) \leftrightarrows Cd^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Cd^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $CdCO_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Cd^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-12} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.40. Un gran exceso de MgF_2, sal poco soluble, se añade a 1,0 L de agua para obtener una disolución saturada de MgF_2. A esta disolución se le añade 1,0 L de agua, se agita y se observa que sigue quedando precipitado de fluoruro de magnesio en el recipiente. Cuando se establece el equilibrio, manteniendo la temperatura constante, la concentración de Mg^{2+} en la disolución comparada con la disolución original es:
a) Igual
b) Doble
c) La mitad
d) Un valor distinto de los anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $MgF_2(s)$ es:

$$MgF_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La adición de una cantidad de agua igual a la que había determina que se disuelva una cantidad de sólido idéntica a la había en la disolución, ya que la solubilidad de la sustancia no cambia si la temperatura permanece constante, sin embargo, el valor de $[Mg^{2+}]$ sigue siendo igual que al principio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.41. Si el producto de solubilidad del Ag_3PO_4 es $pK_s = 18{,}2$; la concentración de plata en una disolución saturada será:
a) 1,3 mg L^{-1}
b) 4,0 mg L^{-1}
c) 2,6 mg L^{-1}
d) 1,8 mg L^{-1}
e) 2,0 mg L^{-1}

(O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_3PO_4(s)$ es:

$$Ag_3PO_4(s) \leftrightarrows 3\ Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^3\,[PO_4^{3-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_3PO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 3\,s \qquad\qquad [PO_4^{3-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (3\,s)^3 \cdot s = 27\,s^4$$

Si $pK_s = 18{,}20$; el valor de K_s es:

$$K_s = 10^{-pK_s} = 10^{-18{,}2} = 6{,}31\cdot10^{-19}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar del Ag_3PO_4 es:

$$6{,}31\cdot10^{-19} = 27\,s^4 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}24\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[Ag^+]$ es:

$$[Ag^+] = 3 \cdot (1{,}24\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}) = 3{,}72\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresado en mg L^{-1}:

$$\frac{3{,}72\cdot10^{-5}\ \text{mol Ag}^+}{\text{L}} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}^+}{1\ \text{mol Ag}^+} \cdot \frac{10^3\ \text{mg Ag}^+}{1\ \text{g Ag}^+} = 4{,}01\ \text{mg L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.42. Se tienen 250 mL de disolución saturada de AgCl. Si se evaporan 50 mL de agua:
a) Aumentará la concentración de AgCl en la disolución.
b) Disminuirá la concentración de AgCl en la disolución.
c) No variará la concentración de AgCl en la disolución.
d) No variará la cantidad de AgCl en la disolución.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Suponiendo que después de evaporar el agua se recupera la temperatura inicial, entonces se mantiene el valor de la constante producto de solubilidad, K_s, ya que esta solo depende de la temperatura.

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = [Cl^-] = [AgCl]_{aq} = s$$

Como K_s es constante, también es constante el valor de s.

La respuesta correcta es la **c**.

1.43. A 5,0 g de $Fe(OH)_2$ ($K_s = 1{,}64\cdot10^{-14}$) se añade agua a 25 °C hasta un volumen de 100 mL. La concentración de iones hidróxido en la disolución resultante es:
a) $3{,}2\cdot10^{-5}$ M
b) $4{,}0\cdot10^{-5}$ M
c) $6{,}4\cdot10^{-5}$ M
d) 1,11 M

(O.Q.L. Asturias 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_2(s)$ es:

$$Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Fe(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}64{\cdot}10^{-14} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}60{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = 2 \cdot (1{,}60{\cdot}10^{-5}) = 3{,}2{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.44. ¿Cuál es la solubilidad del carbonato de magnesio, $MgCO_3$, ($K_s = 6{,}8{\cdot}10^{-6}$) en agua a 25 °C?
a) 0,22 g L^{-1}
b) $2{,}6{\cdot}10^{-3}$ g L^{-1}
c) $3{,}1{\cdot}10^{-5}$ g L^{-1}
d) $8{,}1{\cdot}10^{-8}$ g L^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $MgCO_3(s)$ es:

$$MgCO_3(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $MgCO_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6{,}8{\cdot}10^{-6} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}6{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresada en g L^{-1}:

$$s = \frac{2{,}6{\cdot}10^{-3}\ \text{mol } MgCO_3}{\text{L}} \cdot \frac{84{,}3\ \text{g } MgCO_3}{1\ \text{mol } MgCO_3} = 0{,}22\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.45. Si a una determinada temperatura la solubilidad del yoduro de plomo(II) es $1{,}2{\cdot}10^{-3}$ mol L^{-1}, ¿cuál es su producto de solubilidad?
a) $1{,}10{\cdot}10^{-5}$
b) $1{,}92{\cdot}10^{-3}$
c) $6{,}91{\cdot}10^{-9}$
d) $2{,}00{\cdot}10^{-4}$

(O.Q.L. Murcia 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\,s$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1{,}2{\cdot}10^{-3})^3 = 6{,}9{\cdot}10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.46. A partir de la constante del producto de solubilidad, calcule la solubilidad del $Ag_4Fe(CN)_6$, expresada en mol por litro.
a) $5{,}1{\cdot}10^{-10}$
b) $1{,}2{\cdot}10^{-9}$
c) $2{,}5{\cdot}10^{-9}$
d) $4{,}6{\cdot}10^{-23}$
(Dato. K_s ($Ag_4Fe(CN)_6$) = $8{,}5{\cdot}10^{-45}$).

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_4Fe(CN)_6(s)$ es:

$$Ag_4Fe(CN)_6(s) \leftrightarrows 4\,Ag^+(aq) + (Fe(CN)_6)^{4-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^4\,[(Fe(CN)_6)^{4-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Ag_4Fe(CN)_6$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 4\,s \qquad [(Fe(CN)_6)^{4-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (4\,s)^4 \cdot s = 256\,s^5$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8{,}5{\cdot}10^{-45} = 256\,s^5 \quad \rightarrow \quad s = 5{,}1{\cdot}10^{-10}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

1.47. Los compuestos PbI_2, CdS, $BaSO_4$ y $Ni(OH)_2$, precipitan en disolución acuosa, teniendo cada uno de ellos un color característico. Indique qué secuencia de colores es la correcta:
a) Violeta, naranja, verde y blanco.
b) Amarillo, naranja, blanco y verde.
c) Verde, naranja, violeta y blanco.
d) Amarillo, azul, azul y verde.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los colores de los precipitados son:

$PbI_2 \rightarrow$ amarillo $\qquad$ $CdS \rightarrow$ naranja $\qquad$ $BaSO_4 \rightarrow$ blanco $\qquad$ $Ni(OH)_2 \rightarrow$ verde

La respuesta correcta es la **b**.

1.48. El producto de solubilidad del fluoruro de calcio a 25 °C es $3{,}20{\cdot}10^{-11}$, la masa en gramos de fluoruro de calcio que se ha disuelto para obtener 100 mL de una disolución acuosa saturada es:
a) 0,00002
b) 0,00020
c) 0,00156
d) 0,01560

(O.Q.L. Asturias 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}20{\cdot}10^{-11} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}00{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad en g L^{-1}:

$$\frac{2{,}00{\cdot}10^{-4}\ \text{mol } CaF_2}{\text{L}} \cdot \frac{78{,}1\ \text{g } CaF_2}{1\ \text{mol } CaF_2} = 1{,}56{\cdot}10^{-2}\ \text{g L}^{-1}$$

La masa de CaF_2 que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100\ \text{mL} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} \cdot \frac{1{,}56{\cdot}10^{-2}\ \text{g } CaF_2}{\text{L}} = 1{,}56{\cdot}10^{-3}\ \text{g } CaF_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. Para las siguientes sustancias:

Compuesto	K_s
BaF_2	$1{,}84{\cdot}10^{-7}$
$Ba(IO_3)_2$	$4{,}01{\cdot}10^{-9}$
PbF_2	$3{,}30{\cdot}10^{-8}$
$Pb(IO_3)_2$	$3{,}69{\cdot}10^{-13}$

el orden en que aumenta su solubilidad en agua es:

a) BaF_2; $Ba(IO_3)_2$; PbF_2; $Pb(IO_3)_2$

b) BaF_2; PbF_2; $Ba(IO_3)_2$; $Pb(IO_3)_2$

c) $Pb(IO_3)_2$; PbF_2; $Ba(IO_3)_2$; BaF_2

d) $Pb(IO_3)_2$; $Ba(IO_3)_2$; PbF_2; BaF_2

(O.Q.L. Asturias 2016)

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del BaF_2 es:

$$BaF_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [F^-]^2\ [Ba^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[F^-] = 2\ s \qquad [Ba^{2+}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2\ s)^2 \cdot s = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}84{\cdot}10^{-7} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 3{,}58{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ba(IO_3)_2$ es:

$$Ba(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [IO_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Ba(IO_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ba^{2+}] = s \qquad [IO_3^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4{,}01{\cdot}10^{-9} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}00{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del PbF_2 es:

$$PbF_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [F^-]^2\ [Pb^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[F^-] = 2\ s \qquad [Ba^{2+}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2\ s)^2 \cdot s = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}30{\cdot}10^{-8} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}02{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(IO_3)_2$ es:

$$Pb(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\ [IO_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Pb(IO_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [IO_3^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}69{\cdot}10^{-13} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 4{,}52{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los compuestos propuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:

$$Pb(IO_3)_2 < Ba(IO_3)_2 < PbF_2 < BaF_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.50. El producto de solubilidad del $PbBr_2(s)$ en agua a 25 °C es $6{,}60{\cdot}10^{-6}$. La solubilidad en g L^{-1} del $PbBr_2(s)$ a 25 °C es:
a) 6,88
b) 4,33
c) 5,46
d) 0,66

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbBr_2(s)$ es:

$$PbBr_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\ [Br^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbBr_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6{,}60{\cdot}10^{-6} = 4\ s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}18{\cdot}10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresada en $g\ L^{-1}$:

$$\frac{1{,}18{\cdot}10^{-2}\ \text{mol } PbBr_2}{\text{L}} \cdot \frac{367{,}0\ \text{g } PbBr_2}{1\ \text{mol } PbBr_2} = 4{,}33\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2008).

1.51. Con la finalidad de abastecer de agua potable a un pueblo se han realizado diversas prospecciones y se ha encontrado un acuífero en el que las paredes están compuestas de yeso. Por lo tanto, el agua presente en este acuífero está saturada en $CaSO_4$. Según la normativa (Real Decreto 1423/1982), el nivel máximo permitido de Ca(II) en el agua de consumo es 200 mg/L. Para conseguir que el agua de este acuífero cumpla con la normativa se ha pensado en usar zeolitas, una familia de compuestos capaces de atrapar cationes como el Ca(II) y que actualmente se usan en detergentes en la zona mediterránea para reducir la dureza del agua. Si un gramo de zeolita es capaz de retener 30,0 mg Ca(II), ¿cuál es la cantidad de zeolita necesaria para tratar 100 L del agua procedente del acuífero y que esta cumpla la normativa?
a) 390 g
b) 1.060 g
c) 540 g
d) 220 g
(Dato. pK_s ($CaSO_4$) = 4,20).

(O.Q.L. Madrid 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaSO_4(s)$ es:

$$CaSO_4(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\ [SO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $CaSO_4$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

La constante producto de solubilidad tiene el valor:

$$K_s = 10^{-pK_s} = 10^{-4{,}20} = 6{,}31{\cdot}10^{-5}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6{,}31{\cdot}10^{-5} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 7{,}94{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ La cantidad de Ca^{2+} contenida en 100 L de agua es:

$$100\ \text{L agua} \cdot \frac{7{,}94\cdot10^{-3}\ \text{mol Ca}^{2+}}{\text{L}} \cdot \frac{40{,}1\ \text{g Ca}^{2+}}{1\ \text{mol Ca}^{2+}} \cdot \frac{10^{3}\ \text{mg Ca}^{2+}}{1\ \text{g Ca}^{2+}} = 3{,}18\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+}$$

▪ La cantidad de Ca^{2+} admisible en 100 L de agua según la normativa es:

$$100\ \text{L agua} \cdot \frac{200\ \text{mg Ca}^{2+}}{\text{L agua}} = 2{,}00\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+}$$

▪ La cantidad de Ca^{2+} a eliminar de 100 L de agua es:

$$3{,}18\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+}\text{(total)} - 3{,}18\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+}\text{(normativa)} = 3{,}18\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+}\ \text{(exceso)}$$

Relacionando Ca^{2+} con zeolita se obtiene la cantidad de esta a utilizar:

$$3{,}18\cdot10^{4}\ \text{mg Ca}^{2+} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g zeolita}}{30{,}0\ \text{mg Ca}^{2+}} = 393\ \text{g zeolita}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.52. Si el producto de solubilidad del yoduro de plomo(II) a 25 °C es $1{,}0\cdot10^{-9}$, su solubilidad es:
a) $7{,}9\cdot10^{-4}$ M.
b) 2,90 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.
c) 29,04 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.
d) 0,29 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ I^{-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\ [I^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^{-}] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1{,}0\cdot10^{-9} = 4\ s^3 \quad \rightarrow \quad s = 6{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

Expresada en $g\ L^{-1}$:

$$\frac{6{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol PbI}_2}{\text{L}} \cdot \frac{461{,}0\ \text{g PbI}_2}{1\ \text{mol PbI}_2} = 0{,}29\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.53. La solubilidad molar del sulfuro de hierro(III), Fe_2S_3, en agua, en términos de su producto de solubilidad, vale:

a) $s = \sqrt[5]{K_s}$ **b)** $s = \sqrt{K_s}$ **c)** $s = \sqrt[5]{\frac{K_s}{5}}$ **d)** $s = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$

(O.Q.L. Asturias 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe_2S_3(s)$ es:

$$Fe_2S_3(s) \leftrightarrows 2\ Fe^{3+}(aq) + 3\ S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{3+}]^2\,[S^{2-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del Fe_2S_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{3+}] = 2\,s \qquad [S^{2-}] = 3\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2\,s)^2 \cdot (3\,s)^3 = 108\,s^5$$

La expresión de la solubilidad molar en función de K_s es:

$$s = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.54. A partir de los siguientes productos de solubilidad: pK_s ($PbCl_2$) = 4,70; pK_s (PbI_2) = 8,00; pK_s ($PbCrO_4$) = 12,5; pK_s ($Pb(IO_3)_2$) = 12,43 y pK_s ($PbSO_4$) = 7,59; la mayor y menor solubilidad de plomo, respectivamente, la muestran las disoluciones de:
a) $PbCl_2$ y $PbSO_4$
b) PbI_2 y $Pb(IO_3)_2$
c) $PbCrO_4$ y $Pb(IO_3)_2$
d) PbI_2 y $PbCrO_4$
e) $PbCl_2$ y $PbCrO_4$

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La relación entre K_s y pK_s viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores pK_s y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	pK_s	K_s
$PbCl_2$	4,70	$2{,}00\cdot10^{-5}$
PbI_2	8,00	$1{,}00\cdot10^{-8}$
$PbCrO_4$	12,5	$3{,}16\cdot10^{-13}$
$Pb(IO_3)_2$	12,43	$3{,}715\cdot10^{-13}$
$PbSO_4$	7,59	$2{,}57\cdot10^{-8}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbCl_2(s)$ es:

$$PbCl_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[Cl^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbCl_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [Cl^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$2{,}00\cdot10^{-5} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = [Pb^{2+}] = 1{,}70\cdot10^{-2}\ mol\ L^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$1{,}00{\cdot}10^{-8} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = [Pb^{2+}] = 1{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbCrO_4$ (s) es:

$$PbCrO_4(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[CrO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbCrO_4$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = [CrO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$3{,}16{\cdot}10^{-13} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 5{,}62{\cdot}10^{-7}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(IO_3)_2$(s) es:

$$Pb(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[IO_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Pb(IO_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [IO_3^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3{,}715{\cdot}10^{-13} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 4{,}529{\cdot}10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbSO_4$ (s) es:

$$PbSO_4(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $PbSO_4$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$2{,}57\cdot10^{-8} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}60\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

La mayor solubilidad molar del Pb^{2+} le corresponde al $PbCl_2$ y la menor solubilidad al $PbCrO_4$.

La respuesta correcta es la **e**.

1.55. El CaF_2 tiene una $K_s = 3{,}9\cdot10^{-11}$ a 25 °C. ¿Cuál es la $[F^-]$ en una disolución saturada de CaF_2 a esa temperatura?
a) $2{,}1\cdot10^{-4}$
b) $3{,}4\cdot10^{-4}$
c) $4{,}3\cdot10^{-4}$
d) $6{,}8\cdot10^{-4}$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\ s)^2 = 4\ s^3$$

La solubilidad molar del CaF_2 es:

$$3{,}9\cdot10^{-11} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}1\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[F^-]$ es:

$$[F^-] = 2\cdot(2{,}1\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}) = 4{,}2\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.56. Se dispone de una disolución acuosa saturada de PbI_2 a la temperatura de 25 °C. Al cabo de unos días se observa que el volumen de la disolución, a la misma temperatura, ha disminuido a la mitad, se puede deducir que:
a) La concentración de los iones en disolución no ha variado.
b) La concentración de los iones en disolución ha aumentado al doble.
c) La concentración de los iones en disolución ha disminuido a la mitad.
d) La solubilidad se ha hecho la mitad.

(O.Q.L. Asturias 2018)

Como la temperatura permanece constante, el valor de la constante de producto de solubilidad no varía, por tanto, la concentración de los iones en solución tampoco varía.

La respuesta correcta es la **a**.

1.57. Para una sal poco soluble de la forma AB la constante del producto de solubilidad es 10^{-8} y para otra sal de la forma AB_2 también es 10^{-8}.
a) Ambas son igual de solubles por tener la misma constante.
b) La solubilidad de la primera es mayor que la de la segunda.
c) La primera es más insoluble.
d) La segunda es más insoluble.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del AB(s) es:

$$AB(s) \leftrightarrows A^+(aq) + B^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^+]\,[B^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar de AB y considerando que en el equilibrio:

$$[A^+] = [B^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-8} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $AB_2(s)$ es:

$$AB_2(s) \leftrightarrows A^{2+}(aq) + 2\ B^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{2+}]\,[B^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar de AB_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[A^{2+}] = s \qquad [B^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-8} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}4\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

Como se puede observar, la solubilidad molar de la sal AB_2 es mayor que la de la sal AB, por tanto, la sal AB es más insoluble.

La respuesta correcta es la **c**.

1.58. Si la solubilidad del carbonato de bario es $8{,}3\cdot10^{-5}$ M, la constante producto de solubilidad K_s es:
a) $6{,}9\cdot10^{-9}$
b) $9{,}1\cdot10^{-3}$
c) $5{,}73\cdot10^{-13}$
d) 0,044

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaCO_3(s)$ es:

$$BaCO_3(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $BaCO_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ba^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la constante es:

$$K_s = (8{,}3\cdot10^{-5})^2 = 6{,}9\cdot10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.59. A temperatura ambiente el sulfato de bario es una sal menos soluble en agua que el carbonato de bario:
a) El valor de K_s ($BaSO_4$) > K_s ($BaCO_3$).
b) El valor de K_s ($BaSO_4$) < K_s ($BaCO_3$).
c) Ambas sales de bario tienen el mismo valor de K_s.
d) Es necesario disponer de una tabla que informe sobre el valor de K_s de cada sal a 25 °C.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Los equilibrios correspondientes a la disolución de ambas sustancias son:

$$BaCO_3(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \qquad BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Como se trata de sales que presentan la misma estequiometría, la expresión de la constante producto de solubilidad para ambas es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[CO_3^{2-}] \qquad K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar de cada una de ellas la expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

La que sea menos soluble, en este caso $BaSO_4$, tiene menor valor de la solubilidad molar y, por tanto, menor valor del producto de solubilidad K_s, por lo que se cumple que, $K_s\ (BaSO_4) < K_s\ (BaCO_3)$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.60. Si el producto de solubilidad del sulfato de bario es $1{,}30\cdot10^{-10}$ a 25 °C, su solubilidad en agua expresada en g mL^{-1} es:
a) $2{,}66\cdot10^{-3}$
b) $1{,}14\cdot10^{-5}$
c) $2{,}66\cdot10^{-6}$
d) $1{,}14\cdot10^{-10}$
e) $1{,}30\cdot10^{-10}$

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaSO_4(s)$ es:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $BaSO_4$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}30\cdot10^{-10} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}14\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$\frac{1{,}14\cdot10^{-5}\ \text{mol BaSO}_4}{\text{L disolución}} \cdot \frac{233{,}4\ \text{g BaSO}_4}{1\ \text{mol BaSO}_4} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} = 2{,}66\cdot10^{-6}\ \text{g mL}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.61. Para el Ag_2CrO_4, de solubilidad molar *s*, la concentración de iones plata será:
a) 2 *s*
b) 2 s^2
c) 4 s^2
d) 4 s^3

(O.Q.L. Asturias 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\ Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 las concentraciones iónicas en el equilibrio son:

$$[Ag^+] = 2\ s \qquad [CrO_4^{2-}] = s$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.62. Las constantes de solubilidad (producto de solubilidad) de una serie de sales poco solubles aparecen reflejadas en la siguiente tabla:

Nº de la sal	Tipo de fórmula química	Constante de solubilidad
1	AB	$4{,}0\cdot10^{-20}$
2	A_2B	$3{,}2\cdot10^{-11}$
3	AB_3	$2{,}7\cdot10^{-31}$

En consecuencia, la solubilidad molar de tres sales aumenta según ¿qué orden?
a) 1, 3, 2
b) 2, 1, 3
c) 1, 2, 3
d) 3, 1, 2

(O.Q.N. Valencia 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución de una sal del tipo $A_mB_n(s)$ es:

$$A_mB_n(s) \leftrightarrows m\ A^{n+}(aq) + m\ B^{m-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{n+}]^m\ [B^{m-}]^n$$

Llamando s a la solubilidad molar del A_mB_n y considerando que en el equilibrio:

$$[A^{n+}] = m\ s \qquad [B^{m-}] = n\ s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = (m\ s)^m \cdot (n\ s)^n = m^m \cdot n^n \cdot s^{(m+n)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal es:

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m \cdot n^n}}$$

▪ Para la sal AB se tiene que (m+n) = 2 y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt{\frac{4{,}0\cdot10^{-20}}{1}} = 2{,}0\cdot10^{-10}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Para la sal A_2B, se tiene que (m+n) = 3 y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{3{,}2\cdot10^{-11}}{1\cdot2^2}} = 2{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Para la sal AB_3, se tiene que (m+n) = 4 y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[4]{\frac{2{,}7\cdot10^{-31}}{1\cdot3^3}} = 1{,}0\cdot10^{-8}\ \text{mol L}^{-1}$$

A la vista de las respectivas solubilidades de las sales, el orden creciente correcto de las mismas es:

$$1 < 3 < 2$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2004, Castilla-La Mancha 2004 y otras).

1.63. La solubilidad del bromuro de oro (III) es $1{,}45\cdot10^{-4}$ g L^{-1}. Calcule su producto de solubilidad.
a) $3{,}32\cdot10^{-7}$
b) $1{,}10\cdot10^{-13}$
c) $3{,}27\cdot10^{-7}$
d) $3{,}28\cdot10^{-25}$

(O.Q.L. Madrid 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $AuBr_3(s)$ es:

$$AuBr_3(s) \leftrightarrows Au^{3+}(aq) + 3\ Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Au^{3+}]\ [Br^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $AuBr_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Au^{3+}] = s \qquad [Br^-] = 3\ s$$

La solubilidad molar del $AuBr_3$ es:

$$s = \frac{1{,}45\cdot10^{-4}\text{g AuBr}_3}{1\ \text{L}}\cdot\frac{1\ \text{mol AuBr}_3}{436{,}7\ \text{g AuBr}_3} = 3{,}32\cdot10^{-7}\ \text{mol L}^{-1}$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(3\ s)^3 = 27\ s^4$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 27\cdot(3{,}32\cdot10^{-7})^4 = 3{,}28\cdot10^{-25}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2. EFECTOS ION COMÚN Y SALINO

2.1. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en NaOH(aq) 2,0 mol L^{-1}?
a) $Fe(OH)_3(s)$
b) NaOH(s)
c) $Be(OH)_2(s)$
d) NaCl(s)
e) $CH_3COOH(l)$
f) $Ca(OH)_2(s)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Cádiz 2019)

El NaOH(aq) es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones según la ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_3(s)$ es:

$$Fe(OH)_3(s) \leftrightarrows Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{3+}]\ [OH^-]^3$$

Si se trata de disolver $Fe(OH)_3(s)$ en NaOH(aq), el valor de $[OH^-]$ aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, para que se mantenga el valor de la constante K_s, el equilibrio de desplaza hacia la formación de $Fe(OH)_3(s)$ con lo que su solubilidad disminuye.

Teniendo en cuenta que la solubilidad del $Fe(OH)_3$ en agua es muy pequeña ($K_s = 4{,}0 \cdot 10^{-38}$), la solubilidad en NaOH(aq) podría considerarse prácticamente nula.

b-c-f) Falso. NaOH, $Be(OH)_2$ y $Ca(OH)_2$ son bases fuertes, que se encuentran completamente disociadas en iones, por lo tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

d) Falso. NaCl es una sal muy soluble que se encuentra completamente disociada en iones, por tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

e) Falso. $CH_3COOH(l)$ es un ácido débil que se disuelve perfectamente en NaOH(aq), base fuerte, ya que reaccionan según la siguiente ecuación química:

$$CH_3COOH(l) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.2. Para la reacción:

$$AgOOCCH_3(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + CH_3COO^-(aq) \qquad \Delta H > 0$$

¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?
a) Disminución de la temperatura.
b) Adición de ácido nítrico.
c) Adición de acetato de plata.
d) Adición de agua.
e) Adición de acetato de sodio.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y este aumente. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $AgOOCCH_3$ (izquierda) lo que hace que disminuya la solubilidad.

b) **Verdadero**. Si se añade HNO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$AgOOCCH_3(s) + HNO_3(aq) \rightarrow AgNO_3(aq) + CH_3COOH(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $AgOOCCH_3$:

$$AgOOCCH_3(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CH_3COO^- consumidos por la adición de HNO_3, es decir hacia la derecha con lo que aumenta la solubilidad del $AgOOCCH_3$.

c-d) Falso. La adición de $AgOOCCH_3$ o agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

e) Falso. La adición de $NaOOCCH_3$, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del $AgOOCCH_3$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CH_3COO^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. En una disolución acuosa saturada de $CaCO_3$, la solubilidad aumenta al añadir:
a) HCl
b) NaOH
c) Na_2CO_3
d) $CaCl_2$
e) H_2O

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) **Verdadero**. Si se añade HCl a la disolución saturada de $CaCO_3$ se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2CO_3(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $CaCO_3$:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por la adición de HCl, es decir hacia la derecha con lo que aumenta la solubilidad del $CaCO_3$.

b) Falso. Si se añade NaOH, base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones OH^- procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones carbonato en disolución acuosa:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si $[CO_3^{2-}]$ aumenta, $[Ca^{2+}]$ disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por lo tanto, la solubilidad del $CaCO_3$ disminuye.

c-d) Falso. La adición de Na_2CO_3 o $CaCl_2$, sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del $CaCO_3$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CO_3^{2-} o Ca^{2+} añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del $CaCO_3$ disminuye.

e) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

2.4. Un precipitado de $AgCH_3COO$ se encuentra en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Parte o todo el precipitado se disolverá al añadir una disolución diluida de:
a) NaOH
b) HNO_3
c) $NaNO_3$
d) KCH_3COO
e) $AgNO_3$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

El equilibrio de disolución del $AgCH_3COO(s)$ viene dado por la siguiente ecuación:

$$AgCH_3COO(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

a) Falso. Si se añade NaOH, base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones OH^- procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones acetato en disolución acuosa:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si $[CH_3COO^-]$ aumenta, $[Ag^+]$ disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por lo tanto, la solubilidad del $AgOOCCH_3$ disminuye.

b) **Verdadero**. Si se añade HNO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$AgCH_3COO(s) + HNO_3(aq) \rightarrow AgNO_3(aq) + CH_3COOH(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $AgOOCCH_3$:

$$AgCH_3COO_3(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CH_3COO^- consumidos por la adición de HNO_3, es decir hacia la derecha con lo que aumenta la solubilidad del $AgOOCCH_3$.

c-d-e) Falso. La adición de $NaNO_3$, KCH_3COO o $AgNO_3$, sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del $AgOOCCH_3$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CH_3COO^- o Ag^+ añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.5. Teniendo en cuenta el siguiente sistema en equilibrio:

$$PbSO_4(s) \leftrightarrows SO_4^{2-}(aq) + Pb^{2+}(aq) \qquad \Delta H > 0$$

a) Se disolverá más sólido si se disminuye la temperatura.
b) Se disolverá más sólido si se diluye al doble la disolución.
c) Si se concentra la disolución, aumentará la concentración de Pb^{2+}.
d) Si se añade $Pb(NO_3)_2(s)$, disminuirá la concentración de Pb^{2+}.

(O.Q.L. Asturias 2004)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de un proceso endotérmico, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $PbSO_4$ (izquierda) lo que hace que disminuya la solubilidad.

b) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de K_s permanece constante, por lo tanto, la solubilidad de la sustancia no cambia aunque se duplique el volumen de agua.

c) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de K_s permanece constante, por lo tanto, la solubilidad, es decir, la concentración de las especies iónicas en el equilibrio no cambia aunque se elimine agua de la disolución.

d) **Verdadero**. La adición de $Pb(NO_3)_2$, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Pb^{2+}. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el Pb^{2+} añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca la disminución de la concentración de Pb^{2+}.

La respuesta correcta es la **d**.

2.6. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(III) a 22 °C es $6{,}0\cdot10^{-38}$. ¿Qué masa de este compuesto se disolverá en 100 mL de hidróxido de sodio 0,20 M, suponiendo que no hay formación de complejos?
a) $6{,}0\cdot10^{-39}$ g
b) $7{,}0\cdot10^{-37}$ g
c) $8{,}0\cdot10^{-35}$ g
d) $9{,}0\cdot10^{-35}$ g
e) $1{,}0\cdot10^{-30}$ g

(O.Q.N. Luarca 2005)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_3(s)$ es:

$$Fe(OH)_3(s) \leftrightarrows Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{3+}]\,[OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Fe(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 0{,}20\ M$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = s\cdot(0{,}20)^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6{,}0\cdot10^{-38} = 8{,}0\cdot10^{-3}\ s \quad \rightarrow \quad s = 7{,}5\cdot10^{-36}\ mol\ L^{-1}$$

Expresando la solubilidad en g L^{-1}:

$$\frac{7{,}5\cdot10^{-36}\ mol\ Fe(OH)_3}{L}\cdot\frac{106{,}8\ g\ Fe(OH)_3}{1\ mol\ Fe(OH)_3} = 8{,}0\cdot10^{-34}\ g\ L^{-1}$$

La masa de $Fe(OH)_3$ que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100\ mL\cdot\frac{1\ L}{10^3\ mL}\cdot\frac{8{,}0\cdot10^{-34}\ g\ Fe(OH)_3}{L} = 8{,}0\cdot10^{-35}\ g\ Fe(OH)_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.7. Si se añade HBr concentrado a una disolución de AgBr en el equilibrio:
$AgBr(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Br^-(aq)$
a) Aumenta la cantidad de precipitado.
b) Aumenta el producto de solubilidad.
c) Aumenta la solubilidad de la sal.
d) El equilibrio no se ve afectado por la adición.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

a) **Verdadero**. Si se añade HBr, un ácido fuerte totalmente disociado según la ecuación:

$$HBr(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$$

se añaden al equilibrio iones Br^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma los iones bromuro añadidos por la adición del HBr, es decir hacia la izquierda, con lo que aumenta la cantidad de precipitado de AgBr(s).

b) Falso. El producto de solubilidad, K_s, es un valor constante para cada temperatura.

c-d) Falso. Según lo expuesto en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

2.8. Una disolución acuosa se encuentra en equilibrio con $CaSO_4$ sólido. Señale la proposición incorrecta:
a) Si se añade algo de $NaNO_3$, la solubilidad del $CaSO_4$ aumenta debido al efecto salino.
b) Si se añade algo de Na_2SO_4, la solubilidad del $CaSO_4$ disminuye debido al efecto del ion común.
c) Si se añade algo de $CaSO_4$, la solubilidad del $CaSO_4$ permanece constante.
d) La solubilidad del $CaSO_4$ solo depende de la temperatura.
e) Si se añade $CaCO_3$, la solubilidad disminuye por efecto del ion común.

(O.Q.N. Vigo 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaSO_4(s)$ es:

$$CaSO_4(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

a) Correcto. La adición de $NaNO_3$ sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del $CaSO_4$ debido al efecto salino.

b-e) Correcto. La adición de Na_2SO_4 o de $CaCO_3$, sustancias que tienen un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del $CaSO_4$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones SO_4^{2-} o Ca^{2+} añadidos, es decir hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad disminuye.

c) Correcto. La adición de más $CaSO_4$, hace que esta sustancia se quede en el fondo del recipiente sin disolver, por lo que no cambia la solubilidad del $CaSO_4$.

d) **Incorrecto**. La solubilidad del $CaSO_4$ puede modificarse, como se ha visto, por la adición de un ion común, es el producto de solubilidad el que solo depende de la temperatura.

La respuesta no correcta es la **d**.

2.9. La solubilidad del fluoruro de bario en agua es de $7{,}41\cdot10^{-3}$ mol L^{-1}. ¿Cuál será la solubilidad del fluoruro de bario en una disolución 1,00 M de cloruro de bario totalmente disociado?
a) $6{,}38\cdot10^{-4}$ M
b) $8{,}0\cdot10^{-2}$ M
c) 1 M
d) 0,02 M
e) $3{,}21\cdot10^{-2}$ M

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Málaga 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaF_2(s)$ es:

$$BaF_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ba^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (7{,}41\cdot10^{-3})^3 = 1{,}63\cdot10^{-6}$$

▪ La solubilidad en una disolución 1,00 M de $BaCl_2$ ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, disminuye la solubilidad. En el equilibrio se cumple que:

$$[F^-] = 2\,s$$

$$[Ba^{2+}] = (1{,}00 + s)\ M \quad \rightarrow \quad \text{como se cumple que } 1{,}00\ M \gg s \quad \rightarrow \quad [Ba^{2+}] \approx 1{,}00\ M$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (1{,}00) \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}63 \cdot 10^{-6} = 4\,s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = 6{,}38 \cdot 10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.10. La solubilidad del cloruro de plata, AgCl, ($K_s = 1{,}7 \cdot 10^{-10}$) es mayor en:
a) Agua pura
b) Presencia de KCl 0,1 M
c) Presencia de Ag_2SO_4 0,1 M
d) Presencia de KNO_3 0,1 M

(O.Q.L. Madrid 2007)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

a) Falso. El AgCl(s) es una sustancia insoluble en agua pura.

b-c) Falso. La presencia de KCl 0,1 M o Ag_2SO_4 0,1 M, sustancias que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del AgCl. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro o plata añadidos, en cada caso, es decir hacia la izquierda.

d) **Verdadero**. La presencia de KNO_3 0,1 M, sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, produce un aumento de la solubilidad del AgCl debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **d**.

2.11. El producto de solubilidad del yoduro de mercurio(II) en agua a 18 °C es $1{,}0 \cdot 10^{-28}$. ¿Cuál es su solubilidad en una disolución 0,010 M de yoduro de potasio a 18 °C?
a) $1{,}0 \cdot 10^{-24}$ M
b) $1{,}0 \cdot 10^{-14}$ M
c) $2{,}9 \cdot 10^{-10}$ M
d) $1{,}0 \cdot 10^{-28}$ M
e) $1{,}0 \cdot 10^{-26}$ M

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $HgI_2(s)$ es:

$$HgI_2(s) \leftrightarrows Hg^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Hg^{2+}]\,[I^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del HgF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Hg^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\,s$$

▪ La solubilidad en una disolución 0,01 M de KI ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, disminuye la solubilidad. En el equilibrio:

$$[I^-] = (0{,}010 + s) \quad \rightarrow \quad \text{como se cumple que } 0{,}010\ \text{M} \gg s \quad \rightarrow \quad [I^-] \approx 0{,}010\ \text{M}$$

$$[Hg^{2+}] = s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = s \cdot (0{,}010)^2 = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ s$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}0 \cdot 10^{-28} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ s \quad \rightarrow \quad s = 1{,}0 \cdot 10^{-24}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

2.12. ¿Qué procedimiento aumentará la solubilidad del KCl en agua?
a) Agitar soluto y disolución.
b) Aumentar el área superficial del soluto.
c) Aumentar la temperatura del disolvente.
d) Incrementar la presión en la superficie del disolvente.

(O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata del proceso:

$$KCl(s) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad \Delta H > 0$$

a-b) Falso. Agitar y aumentar el área superficial del soluto favorecen la velocidad de la reacción pero no afectan al valor de la solubilidad.

c) **Verdadero**. Si se aumenta la temperatura, se comunica calor que se emplea en romper la red cristalina del KCl. Como se trata de un proceso endotérmico, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el aumento de temperatura hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha lo produce un aumento de la solubilidad del KCl(s).

d) Falso. La presión no afecta a la solubilidad de un sólido.

La respuesta correcta es la **c**.

2.13. A una disolución acuosa saturada de $BaSO_4$ y a temperatura constante, se le añaden unos gramos de Na_2SO_4 hasta su disolución total. ¿Cuál será el efecto sobre la disolución de $BaSO_4$?
a) Disminuye $[Ba^{2+}]$.
b) Aumenta $[SO_4^{2-}]$.
c) Aumenta la solubilidad del $BaSO_4$.
d) Aumenta K_s del $BaSO_4$.
e) No produce ningún efecto.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Asturias 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaSO_4(s)$ es:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

La adición de Na_2SO_4, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, produce un aumento de $[SO_4^{2-}]$, por tanto, para que se mantenga el valor de la constante K_s se produce la disminución de $[Ba^{2+}]$.

Las respuestas correctas son **a** y **b**.

2.14. La solubilidad del yoduro de plomo(II), $PbI_2(s)$, en agua es _____ . Como se espera que su solubilidad en una disolución de KI 0,10 M será _____ por _____.
Elija la respuesta correcta para rellenar los tres espacios en blanco:
a) $3{,}50\cdot10^{-3}$ mol L^{-1} mayor la ionización de la sal.
b) $3{,}50\cdot10^{-9}$ mol L^{-1} menor los iones ausentes.
c) $1{,}52\cdot10^{-9}$ mol L^{-1} mayor el pH.
d) $1{,}52\cdot10^{-3}$ mol L^{-1} menor el efecto del ion común.
e) $1{,}52\cdot10^{-3}$ mol L^{-1} mayor el efecto del ion común.
(Dato. K_s (PbI_2) = $1{,}40\cdot10^{-8}$).

(O.Q.L. Cantabria 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Pb^{2+}] = s \qquad [I^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1{,}40\cdot10^{-8} = 4\,s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}52\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Ahora, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común. En este caso, el valor de $[I^-]$ en el equilibrio es:

$$[I^-] = (2\,s + 0{,}10)\ M$$

Como $0{,}10 \gg 2\,s$, se puede aproximar sin cometer gran error que, $(2s + 0{,}10)\ M \approx 0{,}10\ M$.

Siendo s' la nueva solubilidad molar del PbI_2, la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s'\cdot(0{,}10)^2$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de KI es:

$$1{,}40\cdot10^{-8} = 10^{-2}\cdot s' \quad \rightarrow \quad s' = 1{,}40\cdot10^{-6}\ M$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, al añadir un ion común el equilibrio este se desplaza hacia la formación del sólido, por tanto, la solubilidad se hace menor.

La respuesta correcta es la **d**.

2.15. Señale la afirmación correcta:
a) Al ser el cloruro de plata una sal muy insoluble, su disolución saturada de esta sal es muy concentrada.
b) Todos los hidróxidos insolubles se hacen más solubles en medio alcalino.
c) Todos los hidróxidos insolubles se hacen más solubles en medio ácido.
d) En una disolución saturada de cloruro de bario $[Ba^{2+}]\,[Cl^-] = K_s$.

(O.Q.L. Asturias 2012)

a) Falso. Si el AgCl es una sustancia insoluble una disolución saturada de la misma contendrá una cantidad muy pequeña de los iones que la forman.

b) Falso. Sea un hidróxido insoluble como $Fe(OH)_2$. El equilibrio correspondiente a su disolución es:

$$Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+}(aq) + 2\,OH^-(aq)$$

Si se añaden iones OH^- (medio alcalino) de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

c) **Verdadero**. Si se añaden iones H^+ (medio ácido), estos reaccionan con los iones OH^- procedentes del hidróxido. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, es decir hacia la derecha, lo que provoca que aumente la solubilidad del hidróxido.

d) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaCl_2(s)$ es:

$$BaCl_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [Cl^-]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.16. La solubilidad del cloruro de plata, AgCl(s), en agua es _____. Como se espera que su solubilidad en una disolución de NaCl 0,100 M será _____ por _____.
Elija la respuesta correcta para rellenar los tres espacios en blanco:

a) $3{,}5\cdot10^{-3}$ mol L^{-1}	**mayor**	**la ionización de la sal**
b) $1{,}34\cdot10^{-5}$ mol L^{-1}	**menor**	**el efecto del ion común**
c) $1{,}52\cdot10^{-9}$ mol L^{-1}	**mayor**	**el pH**
d) $1{,}34\cdot10^{-5}$ mol L^{-1}	**menor**	**los iones ausentes**
e) $1{,}34\cdot10^{-5}$ mol L^{-1}	**mayor**	**el efecto del ion común**

(Dato. $K_s = 1{,}80\cdot10^{-10}$).

(O.Q.L. Cantabria 2013)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\ [Cl^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = [Cl^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1{,}80\cdot10^{-10} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}34\cdot10^{-5}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Ahora, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común. el ion cloruro y el valor de $[Cl^-]$ en el equilibrio es:

$$[Cl^-] = (s + 0{,}100)\ \text{M}$$

Como $0{,}100\ \text{M} \gg s$, se puede aproximar sin cometer gran error que, $(s + 0{,}100)\ \text{M} \approx 0{,}100\ \text{M}$

Siendo s' la nueva solubilidad molar del AgCl, la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s' \cdot 0{,}100$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de NaCl es:

$$s' = \frac{1{,}80\cdot10^{-10}}{0{,}100} = 1{,}80\cdot10^{-9}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

Al añadir un ion común el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido con lo que la solubilidad se hace menor que en agua.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Cantabria 2011).

2.17. Para la reacción:

$$Cu(OH)_2(s) \leftrightarrows Cu^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \qquad \Delta H > 0$$

¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del $Cu(OH)_2$ en agua?
a) Disminución de la temperatura.
b) Adición de ácido clorhídrico.
c) Adición de sulfato de cobre(II).
d) Adición de agua.
e) Adición de $Cu(OH)_2$.

(O.Q.L. Valencia 2013)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $Cu(OH)_2$ (izquierda) lo que provoca que disminuya la solubilidad de la sustancia.

b) **Verdadero**. Si se añade HCl produce la siguiente reacción:

$$Cu(OH)_2(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CuCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Los iones H_3O^+ suministrados por el ácido clorhídrico reaccionan con los iones OH^- procedentes del hidróxido. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que provoca que aumente la solubilidad del $Cu(OH)_2$.

c) Falso. La adición de $CuSO_4$, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Cu^{2+}. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman estos iones, en este caso hacia izquierda, lo que provoca una disminución de la solubilidad del $Cu(OH)_2$.

d-e) Falso. La adición de $Cu(OH)_2$ o de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.18. Si se tiene un precipitado de carbonato de calcio en equilibrio con una disolución acuosa, tal y como se indica en el equilibrio:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \qquad K_s = 8{,}7\cdot10^{-9}$$

una de las afirmaciones relativas a la solubilidad del carbonato de calcio es falsa:
a) La solubilidad aumenta al añadir ácido carbónico.
b) La solubilidad disminuye al añadir carbonato de sodio.
c) La solubilidad aumenta al añadir ácido acético.
d) La solubilidad disminuye al añadir ácido nítrico.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

a) Verdadero. Si se añade H_2CO_3 a la disolución saturada de $CaCO_3$ se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$CaCO_3(s) + H_2CO_3(aq) \rightarrow Ca(HCO_3)_2(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $CaCO_3$ se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por la adición del ácido carbónico, en este caso hacia la derecha, por tanto, la solubilidad del $CaCO_3$ aumenta.

b) Verdadero. La adición de Na_2CO_3, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del $CaCO_3$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CO_3^{2-} añadidos, en este caso hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del $CaCO_3$ disminuye.

c) Verdadero. Si se añade CH_3COOH o cualquier otro ácido a la disolución saturada de $CaCO_3$ se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$CaCO_3(s) + 2\ CH_3COOH(aq) \rightarrow Ca(CH_3COO)_2(aq) + H_2CO_3(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $CaCO_3$ se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por la adición de CH_3COOH, en este caso hacia la derecha, por lo tanto, la solubilidad del $CaCO_3$ aumenta.

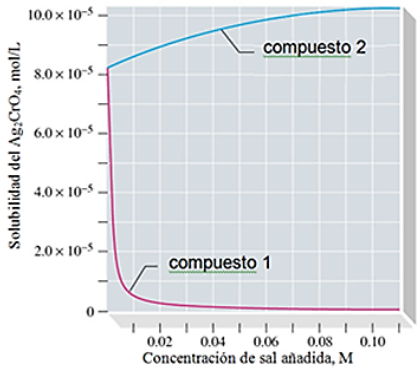
d) **Falso**. Si se añade HNO_3 la solubilidad del $CaCO_3$ no disminuye, sino que aumenta según se ha demostrado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

2.19. En el gráfico se comparan los efectos sobre la solubilidad, al añadir dos compuestos diferentes a una disolución saturada de Ag_2CrO_4.
Los compuestos 1 y 2 son:

Compuesto 1	Compuesto 2
a) KNO_3	KCl
b) KNO_3	K_2CrO_4
c) K_2CrO_4	AgCl
d) K_2CrO_4	KNO_3



(O.Q.L. Asturias 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\ Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

■ La adición de K_2CrO_4 (compuesto 1) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del Ag_2CrO_4 ya que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cromato añadidos, en este caso hacia la izquierda, lo que provoca que la solubilidad disminuya.

■ La adición de KNO_3 (compuesto 2) sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del Ag_2CrO_4 debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **d**.

2.20. El hidróxido de calcio es muy poco soluble en agua (0,141 g/100 mL, a 25 °C). Conociendo los siguientes datos:

$$\Delta_r H° = -22{,}3\ \text{kJ mol}^{-1} \qquad K_s = 2{,}74\cdot10^{-5}$$

¿Qué estrategia usaría para aumentar su solubilidad?
a) Disminuir la temperatura y añadir HCl.
b) Aumentar la temperatura y añadir HCl.
c) Disminuir la temperatura y añadir NaOH.
b) Aumentar la temperatura y añadir NaOH.
e) Las anteriores son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca(OH)_2(s)$ es:

$$Ca(OH)_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \qquad \Delta_r H° = -22{,}3\ \text{kJ mol}^{-1}$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

"cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

▪ Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma calor y descienda esta. Como se trata de una reacción exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $Ca(OH)_2(s)$ lo que provoca que disminuya la solubilidad.

▪ La adición de NaOH(aq) hace que aumente la cantidad de ion OH^- presente en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso, hacia la formación de $Ca(OH)_2(s)$ lo que provoca que disminuya su solubilidad.

Según lo anteriormente dicho, los cambios más favorables para aumentar la solubilidad del $Ca(OH)_2(s)$ son disminuir la temperatura y añadir HCl.

La respuesta correcta es la **a**.

2.21. El cloruro de plata es una sal poco soluble en agua. ¿Se disolverá mejor si al disolvente se añade?
a) NaCl
b) $CaCl_2$
c) $AgNO_3$
d) En ninguno de los casos anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La presencia de NaCl, $CaCl_2$ o $AgNO_3$, sustancias que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del AgCl. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro o plata añadidos, en cada caso, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **d**.

2.22. El pK_s del cloruro de plata a 50 °C es 8,88. ¿Cuál es la solubilidad en una disolución acuosa de NaCl 0,100 M?
a) 5,21 mg L^{-1}
b) 1,89 μg L^{-1}
c) 52,1 mg L^{-1}
d) 1,89 μg mL^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = [Cl^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

Si $pK_s = 8{,}88$; el valor de K_s es:

$$K_s = 10^{-pK_s} = 10^{-8{,}88} = 1{,}32 \cdot 10^{-9}$$

Como se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común, el valor de $[Cl^-]$ en el equilibrio es:

$$[Cl^-] = (s + 0{,}100)\ M$$

Como $s \ll 0{,}100$ M, se puede aproximar sin cometer gran error que:

$$[Cl^-] \approx 0{,}100\ M$$

Llamando s' a la solubilidad molar del AgCl, en la disolución de NaCl, la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s' \cdot 0{,}100$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de NaCl es:

$$s' = \frac{1{,}32 \cdot 10^{-9}}{0{,}100} = 1{,}32 \cdot 10^{-8}\ mol\ L^{-1}$$

Cambiando las unidades de la solubilidad se obtiene:

$$\frac{1{,}32 \cdot 10^{-8}\ mol\ AgCl}{L\ disolución} \cdot \frac{143{,}4\ g\ AgCl}{1\ mol\ AgCl} \cdot \frac{10^6\ \mu g\ AgCl}{1\ g\ AgCl} = 1{,}89\ \mu g\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Cantabria 2011 y 2013).

2.23. Con respecto a la solubilidad y al producto de solubilidad del fluoruro de calcio es cierto que:
a) La solubilidad en agua es mayor que en una disolución de fluoruro de sodio porque el producto de solubilidad es mayor en el primer caso.
b) La solubilidad en agua es menor que en la disolución de fluoruro de sodio porque el producto de solubilidad toma un valor más bajo en el agua.
c) La solubilidad en agua es mayor que en la disolución de fluoruro de sodio, aunque el producto de solubilidad es el mismo en ambos casos.
d) La solubilidad en agua es menor que en la disolución de fluoruro de sodio, aunque el producto de solubilidad es el mismo en ambos casos.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2$$

La adición de NaF(aq) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de F^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el F^- añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca la disminución de la solubilidad del CaF_2 con respecto a su solubilidad en agua, aunque su producto de solubilidad no cambia ya que solo depende de la temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

2.24. Considere el siguiente equilibrio químico:
$PbCl_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$
¿En qué sentido se desplazará respondiendo a los siguientes cambios:
(i) adición de $PbCl_2(s)$ (ii) adición de $NaCl(s)$ (iii) adición de $H_2O(l)$ (iv) adición de $AgNO_3(s)$
a) No cambia; izquierda; derecha; derecha
b) No cambia; no cambia; izquierda; no cambia
c) No cambia; no cambia; derecha; no cambia
d) No cambia; no cambia; izquierda; izquierda

(O.Q.L. La Rioja 2018)

i) La adición de $PbCl_2(s)$ o agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura, por tanto, el equilibrio no cambia.

ii) La adición deNaCl sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del $PbCl_2$ ya que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro añadidos, en este caso hacia la izquierda.

iii) La adición de agua implica que se disuelva más $PbCl_2(s)$, por tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

iv) La adición de $AgNO_3$ sustancia que no tiene ningún ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del $PbCl_2$ debido al efecto salino, por tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **a**.

2.25. La solubilidad del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es fuertemente dependiente del pH de la disolución. El equilibrio de solubilidad correspondiente puede expresarse de la siguiente forma:

$$Ca(OH)_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \qquad \Delta H° = -17{,}6\ kJ$$

¿Cómo afectará a la formación de $Ca(OH)_2(s)$ añadir a disolución saturada una disolución de KOH?
a) La adición de KOH(aq) no desplaza el equilibrio hacia ninguno de los lados, por lo que la formación de $Ca(OH)_2$ no se ve afectada.
b) Disminuye su concentración y el equilibrio de ionización del compuesto poco soluble, $Ca(OH)_2$, se desplaza hacia la izquierda.
c) Se desplaza el equilibrio hacia la derecha, lo que provoca un aumento de la solubilidad del compuesto poco soluble.
d) Se incrementa su concentración y el equilibrio de ionización del compuesto poco soluble, $Ca(OH)_2$, se desplaza hacia la izquierda.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

El KOH(aq) es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones según la ecuación:

$$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

La adición de KOH(aq) hace que aumente la cantidad de ion OH^- presente en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, hacia la formación de $Ca(OH)_2(s)$ que precipita disminuyendo su concentración (solubilidad).

La respuesta correcta es la **b**.

2.26. La solubilidad del fluoruro de calcio en agua a 298 K es de $1{,}680\cdot10^{-2}$ g L^{-1}.
a) Su constante de solubilidad será $2{,}15\cdot10^{-4}$.
b) Su solubilidad en una disolución de NaF 0,010 M será mayor que en agua.
c) Su solubilidad en una disolución de NaF 0,010 M será menor que en agua.
d) Su solubilidad en una disolución de NaF 0,010 M será $2{,}15\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[F^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [F^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

La solubilidad molar del CaF_2 es:

$$s = \frac{1{,}680\cdot10^{-2}\ \text{g}\ CaF_2}{\text{L}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaF_2}{78{,}1\ \text{g}\ CaF_2} = 2{,}15\cdot10^{-4}\ \text{mol}\ \text{L}^{-1}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (2{,}15\cdot10^{-4})^3 = 3{,}98\cdot10^{-11}$$

La adición de NaF(aq) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de F^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el F^- añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca la disminución de la solubilidad del CaF_2.

La respuesta correcta es la **c**.

3. FORMACIÓN DE PRECIPITADOS

3.1. Indique lo que ocurre si se añade 0,010 mol de sal soluble $Cu(ClO_4)_2(s)$ a 1,0 L de disolución de $NaIO_3(aq)$ 0,0010 M.
a) No se producirá ninguna precipitación.
b) El valor de K_s aumenta en un factor de 0,14.
c) Precipitará espontáneamente $NaClO_4(s)$.
d) El valor de K_s disminuye en un factor de 0,14.
e) Precipitará espontáneamente $Cu(IO_3)_2(s)$.
(Dato. K_s $(Cu(IO_3)_2) = 7{,}4\cdot10^{-8}$).

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $Cu(ClO_4)_2$ y $NaIO_3$ es:

$$Cu(ClO_4)_2(s) + NaIO_3(aq) \rightarrow NaClO_4(aq) + Cu(IO_3)_2(s)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Cu(IO_3)_2(s)$ es:

$$Cu(IO_3)_2(s) \leftrightarrows Cu^{2+}(aq) + 2\ IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Cu^{2+}]\ [IO_3^-]^2$$

Las concentraciones de los iones en la disolución son:

$$[Cu^{2+}] = \frac{0{,}010\ \text{mol}}{1{,}0\ \text{L}} = 0{,}010\ \text{mol L}^{-1} \qquad [IO_3^-] = [NaIO_3] = 0{,}0010\ \text{mol L}^{-1}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [Cu^{2+}]\ [IO_3^-]^2$$

El valor del producto iónico es:

$$[Cu^{2+}]\ [IO_3^-]^2 = (0{,}010)\cdot(0{,}0010)^2 = 1{,}0\cdot10^{-8}$$

Como el producto iónico es menor que K_s no se forma precipitado.

La respuesta correcta es la **a**.

3.2. Indique qué es lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de $AgNO_3(aq)$ 1,0 M y 50 mL de $NaBrO_3(aq)$ 0,010 M.
a) Precipita espontáneamente $AgBrO_3$.
b) El valor de K_s aumenta en un factor de 43.
c) El valor de K_s disminuye en un factor de 43.
d) No se produce precipitación.
e) Precipita espontáneamente $NaNO_3$.
(Dato. K_s $(AgBrO_3) = 5{,}8\cdot10^{-5}$).

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Valencia 2018) (O.Q.L. Cádiz 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $AgNO_3(aq)$ y $NaBrO_3(aq)$ es:

$$AgNO_3(aq) + NaBrO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgBrO_3(s)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $AgBrO_3(s)$ es:

$$AgBrO_3(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + BrO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\ [BrO_3^-\ ]$$

Considerando volúmenes aditivos, los valores de las concentraciones de ambos iones en la disolución son, respectivamente:

$$[Ag^+] = [AgNO_3] = \frac{50\ \text{mL}\ AgNO_3\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mmol}\ AgNO_3}{1\ \text{mL}\ AgNO_3\ 1{,}0\ \text{M}}}{(50+50)\ \text{mL disolución}} = 0{,}50\ \text{M}$$

$$[BrO_3^-] = [NaBrO_3] = \frac{50\ \text{mL}\ NaBrO_3\ 0{,}010\ \text{M} \cdot \frac{0{,}010\ \text{mmol}\ NaBrO_3}{1\ \text{mL}\ NaBrO_3\ 0{,}010\ \text{M}}}{(50+50)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0050\ \text{M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [Ag^+]\,[BrO_3^-]$$

El valor del producto iónico es:

$$[Ag^+]\,[BrO_3^-] = (0{,}50) \cdot (0{,}0050) = 2{,}5 \cdot 10^{-3}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s sí se forma precipitado.

La respuesta correcta es la **a**.

3.3. ¿Cuántos moles de PbI_2 precipitan si se añaden 250 mL de disolución de NaI 0,200 M a 150 mL de $Pb(NO_3)_2$ 0,100 M?
a) 0,050
b) $1{,}3 \cdot 10^5$
c) 0,015
d) $5{,}6 \cdot 10^3$
e) 0,040
(Dato. K_s (PbI_2) = $1{,}4 \cdot 10^{-8}$).

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaI y $Pb(NO_3)_2$ es:

$$2\ NaI(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2\ NaNO_3(aq) + PbI_2(s)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbI_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

Los valores de las concentraciones iónicas en la disolución son:

$$[Pb^{2+}] = [Pb(NO_3)_2] = \frac{150\ \text{mL}\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ Pb(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}100\ \text{M}}}{(250+150)\ \text{mL disolución}} = 0{,}0375\ \text{M}$$

$$[I^-] = [NaI] = \frac{250\ \text{mL}\ NaI\ 0{,}200\ \text{M} \cdot \frac{0{,}200\ \text{mmol}\ NaI}{1\ \text{mL}\ NaI\ 0{,}200\ \text{M}}}{(250+150)\ \text{mL disolución}} = 0{,}125\ \text{M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

El valor del producto iónico es:

$$[Pb^{2+}]\,[I^-]^2 = (0{,}0375) \cdot (0{,}125)^2 = 5{,}9 \cdot 10^{-4}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s sí se forma precipitado.

Una vez que se comprueba que sí se forma precipitado es preciso determinar cuál es el reactivo limitante que determina la cantidad de precipitado formado.

La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$150\ \text{mL}\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mol}\ Pb(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}100\ \text{M}} = 15{,}0\ \text{mmol}\ Pb(NO_3)_2$$

$$250\ \text{mL NaI}\ 0{,}200\ \text{M} \cdot \frac{0{,}200\ \text{mol NaI}}{1\ \text{mL NaI}\ 0{,}200\ \text{M}} = 50{,}0\ \text{mmol NaI}$$

La relación molar es:

$$\frac{50{,}0\ \text{mmol NaI}}{15{,}0\ \text{mol}\ Pb(NO_3)_2} = 3{,}33$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NaI, por lo que $Pb(NO_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de PbI_2 que precipita:

$$15{,}0\ \text{mmol}\ Pb(NO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ PbI_2}{1\ \text{mmol}\ Pb(NO_3)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ PbI_2}{10^3\ \text{mmol}\ PbI_2} = 0{,}0150\ \text{mol}\ PbI_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.4. Se mezclan 20 mL de una disolución que contiene 0,0088 g de nitrato de plata con 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico que ha sido preparada diluyendo 1,0 mL de ácido clorhídrico comercial (densidad 1,18 g cm^{-3} y riqueza 35 %) a 1,00 L. Suponiendo que los volúmenes son aditivos ¿se formará precipitado?
a) Sí, porque el valor de Q es $1{,}7 \cdot 10^{-10}$.
b) Sí, porque el valor de Q es menor de $1{,}7 \cdot 10^{-10}$.
c) No, porque el valor de Q es menor de $1{,}7 \cdot 10^{-10}$.
d) Sí, porque el valor de Q es mayor de $1{,}7 \cdot 10^{-10}$.
(Dato. K_s (AgCl) = $1{,}7 \cdot 10^{-10}$).

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y HCl es:

$$AgNO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + HNO_3(aq)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[Ag^+]\,[Cl^-] > K_s$$

Como el $AgNO_3$ encuentra totalmente ionizado en disolución acuosa, la concentración de $[Ag^+]$, considerando volúmenes aditivos una vez efectuada la mezcla es:

$$[Ag^+] = \frac{0{,}0088\ \text{g}\ AgNO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ AgNO_3}{1\ \text{g}\ AgNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ AgNO_3}{169{,}9\ \text{mg}\ AgNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ag^+}{1\ \text{mmol}\ AgNO_3}}{(20 + 30)\ \text{mL disolución}} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{M}$$

La concentración de la disolución de HCl sin diluir es:

$$[HCl] = \frac{1{,}0\ \text{mL HCl 35 \%} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g HCl 35 \%}}{1\ \text{mL HCl 35 \%}} \cdot \frac{35\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 35 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}}{1{,}00\ \text{L disolución}} = 0{,}011\ \text{M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado, la concentración de $[Cl^-]$ en la disolución diluida, considerando volúmenes aditivos una vez efectuada la mezcla:

$$[Cl^-] = \frac{30\ \text{mL HCl}\ \ 0{,}011\ \text{M} \cdot \frac{0{,}011\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ \ 0{,}011\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol HCl}}}{(20 + 30)\ \text{mL disolución}} = 6{,}6 \cdot 10^{-3}\ \text{M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(1{,}0{\cdot}10^{-3}) \cdot (6{,}6{\cdot}10^{-3}) = 6{,}6{\cdot}10^{-6}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s, por tanto, sí se forma precipitado de AgCl.

La respuesta correcta es la **d**.

3.5. El análisis de una muestra de agua de un río tiene una concentración de iones Ca^{2+} y de CO_3^{2-} de 30 y 0,25 mg L^{-1}, respectivamente. Si el producto de solubilidad del $CaCO_3$ es $8{,}7{\cdot}10^{-9}$, la disolución se encuentra:
a) Insaturada
b) En equilibrio
c) Ha precipitado, como sólido, el $CaCO_3$.
d) La concentración de Ca^{2+} de esta muestra de agua coincide con la solubilidad del $CaCO_3$.

(O.Q.L. Madrid 2016)

Las concentraciones molares de los iones en el agua del río son, respectivamente:

$$[Ca^{2+}] = \frac{30 \text{ mg } Ca^{2+} \cdot \dfrac{1 \text{ g } Ca^{2+}}{10^3 \text{ mg } Ca^{2+}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol } Ca^{2+}}{40{,}1 \text{ g } Ca^{2+}}}{1 \text{ L disolución}} = 7{,}5{\cdot}10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{0{,}25 \text{ mg } CO_3^{2-} \cdot \dfrac{1 \text{ g } CO_3^{2-}}{10^3 \text{ mg } CO_3^{2-}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol } CO_3^{2-}}{60{,}0 \text{ g } CO_3^{2-}}}{1 \text{ L disolución}} = 4{,}2{\cdot}10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaCO_3(s)$ es:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}] > K_s$$

El valor del producto iónico es:

$$(7{,}5{\cdot}10^{-4}) \cdot (4{,}2{\cdot}10^{-6}) = 3{,}1{\cdot}10^{-9}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s, por tanto, no se forma precipitado de $CaCO_3$ y la disolución se encuentra insaturada.

La respuesta correcta es la **a**.

3.6. Si se mezclan 0,10 mL de una disolución acuosa de cloruro de bario, $BaCl_2$, 0,050 M con 0,10 mL de otra disolución acuosa de sulfato de potasio, K_2SO_4, 0,10 M y agua hasta un volumen total de 1,00 L de disolución, indique la afirmación correcta:
a) La concentración de K^+ en la disolución, una vez alcanzado el equilibrio, será de $2{,}0{\cdot}10^{-3}$ M.
b) No precipitará ninguna sal.
c) Precipitará cloruro de potasio.
d) Precipitará sulfato de bario.
(Dato. K_s ($BaSO_4$) = $1{,}08{\cdot}10^{-10}$).

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre K_2SO_4 y $BaCl_2$ es:

$$K_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ KCl(aq)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaSO_4(s)$ es:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}] > K_s$$

Como K_2SO_4 y $BaCl_2$ se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de SO_4^{2-}, Ba^{2+} una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{0{,}10\text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}1\text{ M} \cdot \dfrac{0{,}1\text{ mmol } K_2SO_4}{1\text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}1\text{ M}} \cdot \dfrac{1\text{ mmol } SO_4^{2-}}{1\text{ mmol } K_2SO_4}}{1{,}00\text{ L dis.}} \cdot \frac{1\text{ L dis.}}{10^3\text{ mL dis.}} = 1{,}0{\cdot}10^{-5}\text{ M}$$

$$[Ba^{2+}] = \frac{0{,}10\text{ mL } BaCl_2\ 0{,}05\text{ M} \cdot \dfrac{0{,}05\text{ mmol } BaCl_2}{1\text{ mL } BaCl_2\ 0{,}05\text{ M}} \cdot \dfrac{1\text{ mmol } Ba^{2+}}{1\text{ mmol } BaCl_2\ 0{,}05\text{ M}}}{1{,}00\text{ L dis.}} \cdot \frac{1\text{ L dis.}}{10^3\text{ mL dis.}} = 5{,}0{\cdot}10^{-6}\text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(5{,}0{\cdot}10^{-6}) \cdot (1{,}0{\cdot}10^{-5}) = 5{,}0{\cdot}10^{-11}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s, por tanto, no se forma precipitado de $BaSO_4$.

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de K^+ en la disolución resultante es:

$$[K^+] = \frac{0{,}10\text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}1\text{ M} \cdot \dfrac{0{,}1\text{ mmol } K_2SO_4}{1\text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}1\text{ M}} \cdot \dfrac{2\text{ mmol } K^+}{1\text{ mmol } K_2SO_4}}{1{,}00\text{ L dis.}} \cdot \frac{1\text{ L dis.}}{10^3\text{ mL dis.}} = 2{,}0 \cdot 10^{-5}\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.7. Si se mezclan 10 mL de disolución de $Zn(NO_3)_2$ 0,30 M y 10 mL de disolución de Na_2S $2{,}0{\cdot}10^{-4}$ M, a 25 °C. Sabiendo que K_s (ZnS) = $1{,}60{\cdot}10^{-24}$, la concentración de S^{2-}(aq) en el equilibrio será:
a) $1{,}26{\cdot}10^{-12}$ M
b) $1{,}1{\cdot}10^{-23}$ M
c) $5{,}33{\cdot}10^{-24}$ M
d) $1{,}60{\cdot}10^{-24}$ M

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $Zn(NO_3)_2$ y Na_2S es:

$$Zn(NO_3)_2(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow ZnS(s) + 2\ NaNO_3(aq)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) es:

$$ZnS(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Zn^{2+}]\,[S^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[Zn^{2+}]\,[S^{2-}] > K_s$$

Como Na_2S y $Zn(NO_3)_2$ se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de S^{2-} y Zn^{2+} una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[S^{2-}] = \frac{10\text{ mL } Na_2S\ 2{,}00{\cdot}10^{-4}\text{ M} \cdot \dfrac{2{,}00{\cdot}10^{-4}\text{ mmol } Na_2S}{1\text{ mL } Na_2S\ 2{,}00{\cdot}10^{-4}\text{ M}} \cdot \dfrac{1\text{ mmol } S^{2-}}{1\text{ mmol } Na_2S}}{(10+10)\text{ mL disolución}} = 1{,}0{\cdot}10^{-4}\text{ M}$$

$$[Zn^{2+}] = \frac{10\ \text{mL}\ Zn(NO_3)_2\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}30\ \text{mmol}\ Zn(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Zn(NO_3)_2\ 0{,}30\ \text{M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ Zn^{2+}}{1\ \text{mmol}\ Zn(NO_3)_2\ 0{,}300\ \text{M}}}{(10+10)\ \text{mL disolución}} = 0{,}15\ \text{M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(1{,}0{\cdot}10^{-4}) \cdot (0{,}15) = 1{,}5{\cdot}10^{-5}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s, por tanto, se forma precipitado de ZnS.

Para determinar las concentraciones de los iones en disolución es preciso saber antes la cantidad de precipitado de ZnS formado. Para ello es necesario saber previamente cuál es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ \text{mL}\ Zn(NO_3)_2\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}30\ \text{mmol}\ Zn(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Zn(NO_3)_2} = 3{,}0\ \text{mmol}\ Zn(NO_3)_2 \\ 10\ \text{mL}\ Na_2S\ 2{,}00{\cdot}10^{-4}\ \text{M} \cdot \dfrac{2{,}00{\cdot}10^{-4}\ \text{mmol}\ Na_2S}{1\ \text{mL}\ Na_2S} = 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ Na_2S \end{array}\right\}$$

La relación molar obtenida es:

$$\frac{3{,}0\ \text{mmol}\ Zn(NO_3)_2}{2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ Na_2S} = 1.500$$

Como este valor es mayor que 1, quiere decir que sobra $Zn(NO_3)_2$ y que se gasta completamente el Na_2S que actúa como reactivo limitante y que determina la cantidad de precipitado formado:

$$2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ Na_2S \cdot \frac{1\ \text{mmol ZnS}}{1\ \text{mmol}\ Na_2S} = 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol ZnS}$$

Considerando que las sales $Zn(NO_3)_2$ y Na_2S en disolución acuosa se encuentran completamente ionizadas de acuerdo con las ecuaciones:

$$Zn(NO_3)_2(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq) \qquad Na_2S(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + S^{2-}(aq)$$

$$3{,}0\ \text{mmol} \qquad 3{,}0\ \text{mmol} \qquad 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol} \qquad 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}$$

La cantidad de Zn^{2+} que precipita es:

$$2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ S^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Zn^{2+}}{1\ \text{mmol}\ S^{2-}} = 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ Zn^{2+}$$

De acuerdo con el balance de materia el valor de $[Zn^{2+}]$ que permanece en disolución es:

$$[Zn^{2+}] = \frac{Zn^{2+}\text{(inicial)} - Zn^{2+}\text{(precipitado)}}{V\text{(total)}}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$[Zn^{2+}] = \frac{3{,}0\ \text{mmol}\ Ag^+\text{(inicial)} - 2{,}0{\cdot}10^{-3}\ \text{mmol}\ Ag^+\text{(precipitado)}}{(10+10)\ \text{mL disolución}} = 0{,}1499\ \text{M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[S^{2-}]$ que permanece en disolución cuando la $[Zn^{2+}] = 0{,}1499\ \text{mol L}^{-1}$ es:

$$1{,}60{\cdot}10^{-24} = 0{,}1499 \cdot [S^{2-}] \qquad \rightarrow \qquad [S^{2-}] = 1{,}1{\cdot}10^{-23}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.8. Una disolución acuosa contiene una concentración desconocida de Ba^{2+}. Cuando se le añaden 50 mL de una disolución 1,0 M de Na_2SO_4 se observa que comienza a precipitar $BaSO_4$. Si el volumen final al que se ha llegado es de 500 mL y K_s ($BaSO_4$) = $1{,}0\cdot10^{-10}$, ¿cuál era la concentración inicial de Ba^{2+}?
a) $0{,}90\cdot10^{-9}$ M
b) $1{,}1\cdot10^{-9}$ M
c) $1{,}0\cdot10^{-10}$ M
d) $5{,}0\cdot10^{-9}$ M

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación química correspondiente a la precipitación del $BaSO_4$ es :

$$Na_2SO_4(aq) + Ba^{2+}(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ Na^+(aq)$$

Como Na_2SO_4 es una sal que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada, considerando volúmenes aditivos las concentraciones de los iones después de la mezcla de las disoluciones iniciales son, respectivamente:

$$[Ba^{2+}] = \frac{(500 - 50{,}0)\ \text{mL}\ Ba^{2+}\ c\ \text{M} \cdot \dfrac{c\ \text{mmol}\ Ba^{2+}}{1\ \text{mL}\ Ba^{2+}\ c\ \text{M}}}{500\ \text{mL mezcla}} = 0{,}90\ c\ \text{M}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{50{,}0\ \text{mL}\ Na_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \dfrac{1{,}0\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mL}\ Na_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}}{500\ \text{mL mezcla}} = 0{,}10\ \text{M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaSO_4(s)$ es:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [SO_4^{2-}] = 1{,}0\cdot10^{-10}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene el valor de la concentración de la disolución de Ba^{2+} para que comience a precipitar el $BaSO_4$ en la mezcla resultante es:

$$1{,}0\cdot10^{-10} = (0{,}90\ c)\cdot 0{,}10 \quad \rightarrow \quad c = 1{,}1\cdot10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.9. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de $BaCl_2$ y NaF. ¿Cuál de las siguientes combinaciones no producirá un precipitado de BaF_2 ($K_s = 1{,}7\cdot10^{-7}$)?
a) $BaCl_2$ 0,0040 M y NaF 0,020 M
b) $BaCl_2$ 0,010 M y NaF 0,015 M
c) $BaCl_2$ 0,015 M y NaF 0,010 M
d) $BaCl_2$ 0,020 M y NaF 0,0020 M

(O.Q.L. Valencia 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaF y $BaCl_2$ es:

$$2\ NaF(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaF_2(s) + 2\ NaCl(aq)$$

Como NaF y $BaCl_2$ son sales que en disolución acuosa se encuentran completamente ionizadas, como se mezclan volúmenes iguales de ambas y considerando que estos aditivos, las concentraciones de los iones después de la mezcla de las disoluciones iniciales serán en cada uno de los casos la mitad de los iniciales.

Para que comience a precipitar una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaF_2(s)$ es:

$$BaF_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [F^-]^2 = 1{,}7\cdot10^{-7}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[Ba^{2+}]\,[F^-]^2 > K_s$$

El valor del producto iónico en cada uno de los casos es:

a) $BaCl_2$ 0,0040 M y NaF 0,020 M.

$$(0{,}0020)\cdot(0{,}010)^2 = 2{,}0\cdot10^{-7}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s, por tanto, se forma precipitado de BaF_2.

b) $BaCl_2$ 0,010 M y NaF 0,015 M.

$$(0{,}0050)\cdot(0{,}0075)^2 = 2{,}8\cdot10^{-7}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s, por tanto, se forma precipitado de BaF_2.

c) $BaCl_2$ 0,015 M y NaF 0,010 M.

$$(0{,}0075)\cdot(0{,}0050)^2 = 1{,}9\cdot10^{-7}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s, por tanto, se forma precipitado de BaF_2.

d) $BaCl_2$ 0,020 M y NaF 0,0020 M.

$$(0{,}010)\cdot(0{,}0010)^2 = 1{,}0\cdot10^{-7}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s, por tanto, no se forma precipitado de BaF_2.

La respuesta correcta es la **d**.

3.10. La constante del producto de solubilidad para $Ce(IO_3)_3$ es $3{,}20\cdot10^{-10}$. ¿Cuál es la concentración de Ce^{3+} en una disolución preparada al mezclar 50,0 mL de Ce^{3+} 0,250 M con 50,0 mL de IO_3^- 0,0400 M?
a) $4{,}60\cdot10^{-4}$ M
b) 0,119 M
c) 0,244 M
d) $3{,}60\cdot10^{-4}$ M

(O.Q.L. La Rioja 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ce(IO_3)_3(s)$ es:

$$Ce(IO_3)_3(s) \leftrightarrows Ce^{3+}(aq) + 3\,IO_3^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ce^{3+}]\,[IO_3^-]^3$$

Los cantidades de ambos iones y sus concentraciones en la disolución son:

$$50{,}0\text{ mL } Ce^{3+}\ 0{,}250\text{ M}\cdot\frac{0{,}250\text{ mmol } Ce^{3+}}{1\text{ mL } Ce^{3+}\ 0{,}250\text{ M}} = 12{,}5\text{ mmol } Ce^{3+}$$

$$[Ce^{3+}] = \frac{12{,}5\text{ mmol } Ce^{3+}}{(50{,}0+50{,}0)\text{ mL disolución}} = 0{,}125\text{ M}$$

$$50{,}0\text{ mL } IO_3^-\ 0{,}0400\text{ M}\cdot\frac{0{,}0400\text{ mmol } IO_3^-}{1\text{ mL } IO_3^-\ 0{,}040\text{ M}} = 2{,}00\text{ mmol } IO_3^-$$

$$[IO_3^-] = \frac{2{,}00\text{ mmol } IO_3^-}{(50{,}0+50{,}0)\text{ mL disolución}} = 0{,}0200\text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [Ce^{3+}]\,[IO_3^-]^3$$

El valor del producto iónico es:

$$[Ce^{3+}]\,[IO_3^-]^3 = (0{,}125)\cdot(0{,}0200)^3 = 1{,}00\cdot10^{-6}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s sí se forma precipitado.

El IO_3^- se encuentra en menor cantidad, por tanto, es el limitante de la reacción que permite calcular la cantidad de Ce^{3+} que precipita:

$$2{,}00\ \text{mmol}\ IO_3^- \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ce^{3+}}{3\ \text{mmol}\ IO_3^-} = 0{,}667\ \text{mmol}\ Ce^{3+}$$

La cantidad de Ce^{3+} que permanece en disolución es:

$$12{,}5\ \text{mmol}\ Ce^{3+}\ \text{(inicial)} - 0{,}667\ \text{mmol}\ Ce^{3+}\ \text{(precipitado)} = 11{,}8\ \text{mmol}\ Ce^{3+}\ \text{(disolución)}$$

Considerando despreciable la cantidad de Ce^{3+} que se disuelve, procedente del precipitado, frente a los 11,8 mmol no precipitados, la concentración de Ce^{3+} en la disolución es:

$$[Ce^{3+}] = \frac{11{,}8\ \text{mmol}\ Ce^{3+}}{(50{,}0 + 50{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}118\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Si se calcula la cantidad de Ce^{3+} que se incorpora a la disolución procedente del precipitado, considerando los 11,8 mmol que ya están presentes en la disolución, se obtienen 0,0464 mmol que, sumados a la cantidad anterior, manteniendo las cifras significativas, no altera el resultado final. Para obtener la solución b) 0,119 M, es preciso aumentar el número de cifras significativas en los cálculos).

4. PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

4.1. Si a una disolución saturada de cloruro de plomo(II) se le añade lentamente otra que contiene el catión Ag^+:
a) La cantidad de cloruro de plomo(II) precipitada aumenta.
b) Parte del cloruro de plomo(II) se redisuelve.
c) No puede responder sin conocer la concentración del catión plata(1+).
d) Precipitará cloruro de plata y permanecerá invariable la cantidad de cloruro de plomo(II) precipitado.
(Datos. K_s ($PbCl_2$) = $1{,}7\cdot10^{-5}$; K_s (AgCl) = $1{,}72\cdot10^{-10}$).

(O.Q.L. Asturias 2014)

Los equilibrios correspondientes a la disolución del $PbCl_2(s)$ y AgCl(s) son, respectivamente:

$$PbCl_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq) \qquad AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Como el producto de solubilidad del AgCl es menor que el del $PbCl_2$, de ambas sales es AgCl la que precipita más fácilmente.

Si se añaden iones Ag^+ a una disolución saturada de $PbCl_2$, estos reaccionan con los iones Cl^- de la disolución. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones Cl^- consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que provoca que se redisuelva el $PbCl_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.2. Se mezclan 120 mL de NaF 0,40 M y 360 mL de disolución de Na_2SO_4 0,40 M y se añade lentamente $BaCl_2$. El primer precipitado que se forma y la concentración del anión de este precipitado cuando empieza a precipitar el segundo son:
a) $BaSO_4$ y $1{,}5\cdot10^{-8}$ M
b) $BaSO_4$ y $5{,}0\cdot10^{-9}$ M
c) $BaSO_4$ y $8{,}8\cdot10^{-6}$ M
d) BaF_2 y $5{,}7\cdot10^{-6}$ M
e) BaF_2 y $1{,}7\cdot10^{-4}$ M
(Datos. K_s ($BaSO_4$) = $1{,}5\cdot10^{-9}$; K_s (BaF_2) = $1{,}7\cdot10^{-6}$).

(O.Q.N. Madrid 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones de NaF y Na_2SO_4 con $BaCl_2$ son, respectivamente:

$$2\ NaF(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaF_2(s) + 2\ NaCl(aq)$$

$$Na_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaCl(aq)$$

Como NaF y Na_2SO_4 son sales que en disolución acuosa se encuentran completamente ionizadas, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de los aniones después de la mezcla de las disoluciones iniciales son, respectivamente:

$$[F^-] = \frac{120\ \text{mL NaF 0,40 M} \cdot \dfrac{0{,}40\ \text{mmol NaF}}{1\ \text{mL NaF 0,40 M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol } F^-}{1\ \text{mmol NaF}}}{(120 + 360)\ \text{mL mezcla}} = 0{,}10\ \text{M}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{360\ \text{mL } Na_2SO_4\ \text{0,40 M} \cdot \dfrac{0{,}40\ \text{mmol } Na_2SO_4}{1\ \text{mL } Na_2SO_4\ \text{0,40 M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol } SO_4^{2-}}{1\ \text{mmol } Na_2SO_4}}{(120 + 360)\ \text{mL mezcla}} = 0{,}30\ \text{M}$$

Para que comience a precipitar una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaF_2(s)$ es:

$$BaF_2(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\ [F^-]^2 = 1{,}7\cdot10^{-6}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[Ba^{2+}]$ para que comience a precipitar el BaF_2 en la mezcla resultante es:

$$[Ba^{2+}] = \frac{K_s}{[F^-]^2} = \frac{1{,}7\cdot10^{-6}}{0{,}10^2} = 1{,}7\cdot10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $BaSO_4(s)$ es:

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}] = 1{,}5\cdot10^{-9}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[Ba^{2+}]$ para que comience a precipitar el $BaSO_4$ en la mezcla resultante es:

$$[Ba^{2+}] = \frac{K_s}{[SO_4^{2-}]} = \frac{1{,}5\cdot10^{-9}}{0{,}30} = 5{,}0\cdot10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

Precipita en primer lugar el $BaSO_4$ ya que requiere un menor valor de $[Ba^{2+}]$ para que se alcance su K_s.

El valor de $[SO_4^{2-}]$ cuando comienza a precipitar el BaF_2, es decir, cuando $[Ba^{2+}] = 1{,}7\cdot10^{-4}$ mol L^{-1}, es:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{K_s}{[Ba^{2+}]} = \frac{1{,}5\cdot10^{-9}}{1{,}7\cdot10^{-4}} = 8{,}8\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.3. A una disolución de $Pb(NO_3)_2$ se le añade, gota a gota, otra disolución en la que $[Cl^-] = [F^-] = [I^-] = [SO_4^{2-}] = 0{,}0010$ M. ¿Cuál es el primer precipitado que se forma?
a) $PbCl_2$ ($K_s = 1{,}5\cdot10^{-5}$)
b) PbF_2 ($K_s = 3{,}7\cdot10^{-8}$)
c) PbI_2 ($K_s = 8{,}5\cdot10^{-9}$)
d) $PbSO_4$ ($K_s = 1{,}8\cdot10^{-8}$)

(O.Q.L. Asturias 2015)

Precipitará en primer lugar la sustancia que necesite menor $[Pb^{2+}]$ en la disolución para que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbCl_2(s)$ es:

$$PbCl_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[Cl^-]^2$$

El valor de $[Pb^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[Pb^{2+}] = \frac{K_s}{[Cl^-]^2} = \frac{1{,}5\cdot10^{-5}}{(0{,}0010)^2} = 15\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbF_2(s)$ es:

$$PbF_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[F^-]^2$$

El valor de $[Pb^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[Pb^{2+}] = \frac{K_s}{[F^-]^2} = \frac{3{,}7\cdot10^{-8}}{(0{,}0010)^2} = 3{,}7\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbI_2(s)$ es:

$$PbF_2(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[I^-]^2$$

El valor de $[Pb^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[Pb^{2+}] = \frac{K_s}{[I^-]^2} = \frac{8{,}5\cdot10^{-9}}{(0{,}0010)^2} = 8{,}5\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $PbSO_4(s)$ es:

$$PbSO_4(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

El valor de $[Pb^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[Pb^{2+}] = \frac{K_s}{[SO_4^{2-}]} = \frac{1{,}8\cdot10^{-8}}{0{,}0010} = 1{,}8\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

La sustancia que requiere menor $[Pb^{2+}]$ y que, por tanto, precipita en primer lugar es $PbSO_4$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.4. Se tiene una disolución 0,10 M de NaCl y 10^{-2} M de Na_2CrO_4, ¿qué ocurrirá si se añade poco a poco una disolución 10^{-3} M de $AgNO_3$?
a) Precipitará primero el cromato de plata porque su constante de solubilidad es menor que la del cloruro de plata.
b) Precipitará primero el cromato de plata porque la concentración del cromato de sodio es menor que la del cloruro de sodio.
c) No se formará ningún precipitado porque la concentración del nitrato de plata que se añada es menor que la del cloruro de sodio y que la del cromato de sodio.
d) Precipitará primero el cloruro de plata porque es lo que indican los valores de las concentraciones y las constantes.
(Datos. K_s (AgCl) = $1{,}2\cdot10^{-10}$; K_s (Ag_2CrO_4) = $1{,}7\cdot10^{-12}$).

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-] = 1{,}2\cdot10^{-10}$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = s \qquad [Cl^-] = 0{,}10\ \text{M}$$

El valor de $[Ag^+]$ para que comience a precipitar esta sustancia es:

$$[Ag^+] = \frac{K_s}{[Cl^-]} = \frac{1{,}2\cdot10^{-10}}{0{,}10} = 1{,}2\cdot10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:

$$Ag_2CrO_4(s) \leftrightarrows 2\,Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}] = 1{,}7\cdot10^{-12}$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 2\,s \qquad [CrO_4^{2-}] = 10^{-2}\ M$$

El valor de $[Ag^+]$ para que comience a precipitar esta sustancia es:

$$[Ag^+] = \sqrt{\frac{K_s}{[CrO_4^{2-}]}} = \sqrt{\frac{1{,}7\cdot10^{-12}}{10^{-2}}} = 1{,}3\cdot10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

De las dos sales propuestas, AgCl y Ag_2CrO_4, precipita en primer lugar el AgCl ya que requiere un menor valor de $[Ag^+]$ para que se alcance su K_s.

La respuesta correcta es la **d**.

4.5. Se desea determinar la cantidad de cloruro y yoduro en una muestra de agua de mar. Para ello se valoran los halogenuros contenidos en 50,0 mL de dicha muestra con $AgNO_3$ 0,0500 M. Sabiendo que los puntos de equivalencia se alcanzaron para unos volúmenes de $AgNO_3$ de 9,50 mL y 21,4 mL, determine la concentración de cloruro y yoduro.
a) 2,40 g L^{-1} de yoduro y 0,42 g L^{-1} de cloruro.
b) 1,20 g L^{-1} de yoduro y 0,42 g L^{-1} de cloruro.
c) 0,60 g L^{-1} de yoduro y 0,84 g L^{-1} de cloruro.
d) 1,20 g L^{-1} de yoduro y 0,84 g L^{-1} de cloruro.
(Datos. K_s (AgCl) = $1{,}7\cdot10^{-10}$; K_s (AgI) $8{,}3\cdot10^{-17}$).

(O.Q.L. Madrid 2018)

▪ Como la K_s del AgI es menor, esta sustancia es la que precipita en primer lugar.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y I^- es:

$$AgNO_3(aq) + I^-(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + AgI(s)$$

Relacionando $AgNO_3$ con I^-:

$$9{,}50\ mL\ AgNO_3\ 0{,}0500\ M \cdot \frac{0{,}0500\ mmol\ AgNO_3}{1\ mL\ AgNO_3\ 0{,}0500\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ I^-}{1\ mL\ AgNO_3} = 0{,}475\ mmol\ I^-$$

La concentración de I^- en la muestra de agua es:

$$\frac{0{,}475\ mmol\ I^-}{50{,}0\ mL\ agua} \cdot \frac{126{,}9\ mg\ I^-}{1\ mmol\ I^-} \cdot \frac{1\ g\ I^-}{10^3\ mg\ I^-} \cdot \frac{10^3\ mL\ agua}{1\ L\ agua} = 1{,}21\ g\ I^-/L$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y Cl^- es:

$$AgNO_3(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow NO_3^-(aq) + AgCl(s)$$

Relacionando $AgNO_3$ con Cl^-:

$$(21{,}4 - 9{,}50)\ mL\ AgNO_3\ 0{,}0500\ M \cdot \frac{0{,}0500\ mmol\ AgNO_3}{1\ mL\ AgNO_3\ 0{,}0500\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ Cl^-}{1\ mL\ AgNO_3} = 0{,}595\ mmol\ Cl^-$$

La concentración de Cl^- en la muestra de agua es:

$$\frac{0{,}595\ mmol\ Cl^-}{50{,}0\ mL\ agua} \cdot \frac{35{,}5\ mg\ Cl^-}{1\ mmol\ Cl^-} \cdot \frac{1\ g\ Cl^-}{10^3\ mg\ Cl^-} \cdot \frac{10^3\ mL\ agua}{1\ L\ agua} = 0{,}422\ g\ Cl^-/L$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.6. Una disolución acuosa contiene los siguientes iones: Ag^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} y Al^{3+}, todos ellos a la misma concentración 0,10 M. Si a dicha disolución se le va añadiendo gota a gota otra disolución que contiene Na_3PO_4, ¿qué catión debería empezar a precipitar primero?
a) Ag^+
b) Ca^{2+}
c) Mg^{2+}
d) Al^{3+}
(Datos. K_s: $Ag_3PO_4 = 1{,}0\cdot10^{-6}$; $Ca_3(PO_4)_2 = 1{,}0\cdot10^{-33}$; $Mg_3(PO_4)_2 = 1{,}0\cdot10^{-24}$; $AlPO_4 = 1{,}0\cdot10^{-20}$).

(O.Q.N. Santander 2019)

Precipitará en primer lugar la sustancia que se necesite menor $[Na_3PO_4]$ en la disolución para que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_3PO_4(s)$ es:

$$Ag_3PO_4(s) \leftrightarrows 3\ Ag^{2+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^3\ [PO_4^{3-}]$$

El valor de $[PO_4^{3-}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[PO_4^{3-}] = \frac{K_s}{[Ag^+]^3} = \frac{1{,}0\cdot10^{-6}}{(0{,}10)^3} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca_3(PO_4)_2(s)$ es:

$$Ca_3(PO_4)_2(s) \leftrightarrows 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]^3\ [PO_4^{3-}]^2$$

El valor de $[PO_4^{3-}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[PO_4^{3-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[Ca^{2+}]^3}} = \frac{1{,}0\cdot10^{-33}}{(0{,}10)^3} = 1{,}0\cdot10^{-15}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg_3(PO_4)_2(s)$ es:

$$Mg_3(PO_4)_2(s) \leftrightarrows 3\ Mg^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]^3\ [PO_4^{3-}]^2$$

El valor de $[PO_4^{3-}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[PO_4^{3-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[Mg^{2+}]^3}} = \frac{1{,}0\cdot10^{-24}}{(0{,}10)^3} = 3{,}2\cdot10^{-11}\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $AlPO_4(s)$ es:

$$AlPO_4(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Al^{3+}]\ [PO_4^{3-}]$$

El valor de $[PO_4^{3-}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[PO_4^{3-}] = \frac{K_s}{[Al^{3+}]} = \frac{1{,}0\cdot10^{-20}}{0{,}10} = 1{,}0\cdot10^{-19}\ \text{mol L}^{-1}$$

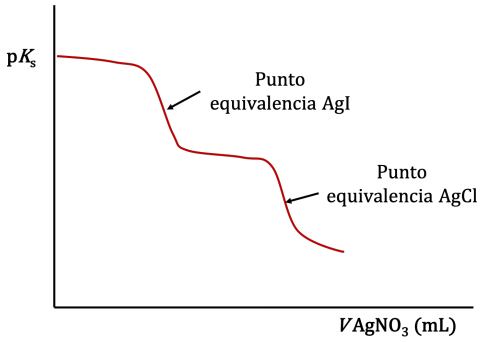
La sustancia que requiere menor $[PO_4^{3-}]$ y que, por tanto, precipita en primer lugar es $AlPO_4$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.7. Se desea determinar la cantidad de cloruro y yoduro en una muestra de agua de mar. Para ello se valoran los halogenuros contenidos con $AgNO_3$ 0,0500 M. ¿Cómo será el hábito de la curva de valoración?
a) La curva no presenta puntos de inflexión.
b) La curva presenta dos puntos de inflexión.
c) La curva presenta cuatro puntos de inflexión.
d) La curva presenta un punto de inflexión.
(Datos. K_s (AgCl) $1{,}7\cdot10^{-10}$; K_s (AgI) $8{,}3\cdot10^{-17}$).

(O.Q.L. Madrid 2019)

En el caso de la valoración de una mezcla de halogenuros de sodio con nitrato de plata, comienza a precipitar en primer lugar la sustancia que tiene el producto de solubilidad más bajo, AgI, y, a continuación, AgCl que tiene un producto de solubilidad superior.



Si se representa el pK_s de las sustancias frente al volumen de reactivo precipitante añadido, $AgNO_3$, se obtiene una curva que presenta dos puntos de inflexión correspondientes a los puntos de equivalencia de la valoración de cada una de las sustancias.

La respuesta correcta es la **b**.

5. SOLUBILIDAD Y pH

5.1. ¿Cuál es la solubilidad del $Mg(OH)_2$ en una disolución de NaOH de pH = 11,0?
a) $1{,}70\cdot10^{-6}$ g L^{-1}
b) $3{,}96\cdot10^{-3}$ g L^{-1}
c) $1{,}98\cdot10^{-3}$ g L^{-1}
d) $8{,}50\cdot10^{-7}$ g L^{-1}
e) $5{,}20\cdot10^{-5}$ g L^{-1}
(Dato. K_s $Mg(OH)_2 = 3{,}40\cdot10^{-11}$).

(O.Q.L. Asturias 1990)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ en una disolución de pH = 11,0 son, respectivamente:

$$pOH = 14{,}0 - 11{,}0 = 3{,}00 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}00\cdot10^{-3}\ mol\ L^{-1}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{3{,}40\cdot10^{-11}}{(1{,}00\cdot10^{-3})^2} = 3{,}40\cdot10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$s = \frac{3{,}40\cdot10^{-5}\ mol\ Mg(OH)_2}{L}\cdot\frac{58{,}3\ g\ Mg(OH)_2}{1\ mol\ Mg(OH)_2} = 1{,}98\cdot10^{-3}\ g\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.2. Calcule el pH de una disolución saturada de $Ca(OH)_2$ si su producto de solubilidad es $5{,}50\cdot10^{-6}$.
a) 11,28
b) 8,72
c) 12,04
d) 12,34
e) 13,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. País Vasco 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca(OH)_2(s)$ es:

$$Ca(OH)_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Ca(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5{,}50\cdot10^{-6} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}11\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$[OH^-] = 2\cdot (1{,}11\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}) = 2{,}22\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (2{,}22\cdot10^{-2}) = 1{,}65 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 1{,}65 = 12{,}3$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.3. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipita el hidróxido de cobalto(II) de una disolución con una concentración de Co^{2+} 0,020 M?
a) 5,8
b) 6,2
c) 7,0
d) 7,8
e) 8,7
(Dato. K_s hidróxido de cobalto(II) = $2{,}0\cdot10^{-16}$).

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.N. Salamanca 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Co(OH)_2(s)$ es:

$$Co(OH)_2(s) \leftrightarrows Co^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Co^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Las concentraciones iónicas en el equilibrio son:

$$[Co^{2+}] = 0{,}020\ \text{M} \qquad\qquad [OH^-] = x$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = 0{,}020\cdot[OH^-]^2$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$2{,}0\cdot10^{-16} = 0{,}020\cdot[OH^-]^2 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-7}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (1{,}0\cdot10^{-7}) = 7{,}0 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 7{,}0 = 7{,}0$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.4. El valor del pH cuando empieza a precipitar una disolución acuosa de $Al(OH)_3$ es:
a) 3,0
b) 5,4
c) 8,1
d) 5,9
(Dato. K_s $Al(OH)_3$ a 25 °C = $1{,}3\cdot10^{-33}$).

(O.Q.L. Madrid 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Al(OH)_3(s)$ es:

$$Al(OH)_3(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Al^{3+}]\,[OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Al(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$[Al^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 3\,s$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3\,s)^2 = 27\,s^4$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}3{\cdot}10^{-33} = 27\,s^4 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}6{\cdot}10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad se obtiene el valor de $[OH^-]$ de la disolución:

$$[OH^-] = 3 \cdot (2{,}6{\cdot}10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}) = 7{,}8{\cdot}10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (7{,}8{\cdot}10^{-9}) = 8{,}1 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 8{,}1 = 5{,}9$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996 y Asturias 2011).

5.5. Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $5{,}61{\cdot}10^{-12}$ a 25 °C, el pH de una disolución acuosa saturada de esta sustancia es:
a) 10,1
b) 3,90
c) 7,00
d) 10,4
e) 5,40
f) 8,60
g) 11,4
h) 9,40

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Madrid 2020) (O.Q.L. Asturias 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5{,}61{\cdot}10^{-12} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}12{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad molar se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$[OH^-] = 2 \cdot (1{,}12{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}) = 2{,}24{\cdot}10^{-4}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (2{,}24{\cdot}10^{-4}) = 3{,}64 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14{,}0 - 3{,}64 = 10{,}4$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Madrid 2006 y Asturias 2011).

5.6. ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de magnesio en una disolución acuosa de pH = 12,0?
a) $1{,}0\cdot10^{-7}$ M
b) $1{,}0\cdot10^{-9}$ M
c) $1{,}0\cdot10^{-11}$ M
d) $1{,}0\cdot10^{-2}$ M
e) $3{,}2\cdot10^{-6}$ M
(Dato. El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1{,}0\cdot10^{-11}$ a 25 °C).

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Málaga 2020)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

Los valores del pOH y $[OH^-]$ en una disolución de pH = 12,0 son, respectivamente:

$$pOH = 14{,}0 - 12{,}0 = 2{,}00 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}00\cdot10^{-2}\ mol\ L^{-1}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{1{,}0\cdot10^{-11}}{(1{,}00\cdot10^{-2})^2} = 1{,}0\cdot10^{-7}\ mol\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1990).

5.7. El $Mg(OH)_2$ es un compuesto muy poco soluble en agua pura. ¿Qué ocurrirá si a una disolución precipitada de $Mg(OH)_2$ se le añade NH_4Cl?
a) Precipitará más hidróxido al modificar el pH.
b) La solubilidad del hidróxido no se verá afectada.
c) La solubilidad aumenta porque el pH disminuye.
d) No se puede contestar sin el dato del producto de solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Madrid 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

El NH_4Cl es una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis ácida, ya que el ion NH_4^+ reacciona con el H_2O liberando iones H_3O^+ de acuerdo la siguiente ecuación química:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Estos iones H_3O^+ consumen iones OH^- procedentes de la disolución del $Mg(OH)_2$ provocando un descenso del pH. Para que se mantenga el valor de la constante K_s el equilibrio se desplaza hacia la derecha disolviéndose más $Mg(OH)_2(s)$ y aumentando con ello su solubilidad.

La respuesta correcta es la **c**.

5.8. En 0,75 L de disolución de KOH de pH = 10, la masa de magnesio que se puede disolver es:
a) 10^{-4} g
b) $3{,}4\cdot10^{-3}$ g
c) 0,062 g
d) 0,62 g
(Dato. K_s $Mg(OH)_2 = 3{,}4\cdot10^{-11}$).

(O.Q.L. Asturias 2011)

Los valores del pOH y $[OH^-]$ en una disolución de pH = 10 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 10 = 4{,}0 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{3{,}4\cdot10^{-11}}{(1{,}0\cdot10^{-4})^2} = 3{,}4\cdot10^{-3}\ mol\ L^{-1}$$

La masa de magnesio que puede disolverse en 0,75 L de disolución es:

$$0{,}75\ L\ disolución \cdot \frac{3{,}4\cdot10^{-3}\ mol\ Mg^{2+}}{1\ L\ disolución} \cdot \frac{24{,}32\ g\ Mg^{2+}}{1\ mol\ Mg^{2+}} = 0{,}062\ g\ Mg^{2+}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.9. ¿Cuál es el pH en el que se inicia la precipitación de Cr(III) de concentración $1{,}00\cdot10^{-1}$ M; $1{,}00\cdot10^{-3}$ M y $1{,}00\cdot10^{-6}$ M, al añadir disolución de NaOH?
a) 5,93; 4,93; 4,27
b) 4,27; 4,93; 5,93
c) 4,00; 4,66; 5,66
d) 4,50; 5,16; 6,16
e) 4,15; 4,81; 5,81
(Dato. pK_s $Cr(OH)_3 = 30{,}2$).

(O.Q.L. Valencia 2013)

El valor de la constante producto de solubilidad, K_s, es:

$$pK_s = 30{,}2 \quad \rightarrow \quad K_s = 6{,}31\cdot10^{-31}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Cr(OH)_3(s)$ es:

$$Cr(OH)_3(s) \leftrightarrows Cr^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Cr^{3+}]\,[OH^-]^3$$

A la partir de la expresión anterior se obtiene la ecuación que permite calcular $[OH^-]$ de la disolución:

$$[OH^-] = \sqrt[3]{\frac{K_s}{[Cr^{3+}]}}$$

▪ El valor de $[OH^-]$ para una disolución cuya $[Cr^{3+}] = 1{,}00\cdot10^{-1}$ M

$$[OH^-] = \sqrt[3]{\frac{6{,}31\cdot10^{-31}}{1{,}00\cdot10^{-1}}} = 1{,}85\cdot10^{-10}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1{,}85\cdot10^{-10}) = 9{,}73 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14{,}0 - 9{,}73 = 4{,}27$$

▪ El valor de $[OH^-]$ para una disolución cuya $[Cr^{3+}] = 1{,}00\cdot10^{-3}$ M

$$[OH^-] = \sqrt[3]{\frac{6{,}31\cdot10^{-31}}{1{,}00\cdot10^{-3}}} = 8{,}58\cdot10^{-10}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(8{,}58\cdot10^{-10}) = 9{,}07 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14{,}0 - 9{,}07 = 4{,}93$$

▪ El valor de $[OH^-]$ para disolución cuya $[Cr^{3+}] = 1{,}00\cdot10^{-6}$ M

$$[OH^-] = \sqrt[3]{\frac{6{,}31\cdot10^{-31}}{1{,}00\cdot10^{-6}}} = 8{,}58\cdot10^{-9}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(8{,}58\cdot10^{-9}) = 8{,}07 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14{,}0 - 8{,}07 = 5{,}93$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.10. El producto de solubilidad del $Mn(OH)_2$ medido a 25 °C es $4{,}0\cdot10^{-14}$. ¿Cuál es el pH de una disolución saturada de esta sustancia?
a) 8,5
b) 9,0
c) 9,6
d) 7,9

(O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mn(OH)_2(s)$ es:

$$Mn(OH)_2(s) \leftrightarrows Mn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mn^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mn(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mn^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\,s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\,s)^2 = 4\,s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4{,}0\cdot10^{-14} = 4\,s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad molar se obtiene que el valor de $[OH^-]$ la disolución es:

$$[OH^-] = 2\cdot(2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}) = 4{,}4\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(4{,}4\cdot10^{-5}) = 4{,}4 \qquad \rightarrow \qquad \text{pH} = 14 - 4{,}4 = 9{,}6$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y Asturias 2011).

5.11. ¿Cuántos miligramos de hidróxido de magnesio ($K_s = 7{,}1\cdot10^{-12}$) se pueden disolver en 200 mL de una disolución de sosa de pH = 11?
a) $5{,}7\cdot10^{-8}$
b) $5{,}7\cdot10^{-5}$
c) $8{,}3\cdot10^{-5}$
d) $8{,}3\cdot10^{-2}$

(O.Q.L. Asturias 2013)

Los valores del pOH y $[OH^-]$ en una disolución de pH = 11 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 11 = 3{,}0 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \qquad\qquad [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{7{,}1\cdot10^{-12}}{(1{,}0\cdot10^{-3})^2} = 7{,}1\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

La cantidad de sustancia que se disuelve en 200 mL de la disolución básica es:

$$200\ \text{mL}\ Mg(OH)_2\ 7{,}1\cdot10^{-6}\ \text{M}\cdot\frac{7{,}1\cdot10^{-6}\ \text{mmol}\ Mg(OH)_2}{1\ \text{mL}\ Mg(OH)_2\ 7{,}1\cdot10^{-6}\ \text{M}} = 1{,}4\cdot10^{-3}\ \text{mmol}\ Mg(OH)_2$$

La masa correspondiente es:

$$1{,}4\cdot10^{-3}\ \text{mmol}\ Mg(OH)_2\cdot\frac{58{,}3\ \text{mg}\ Mg(OH)_2}{1\ \text{mmol}\ Mg(OH)_2} = 8{,}2\cdot10^{-2}\ \text{mg}\ Mg(OH)_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.12. Señale para cuál de las siguientes sales la solubilidad no aumenta al disminuir el pH:
a) AgCl
b) $CaCO_3$
c) $Ni(OH)_2$
d) $Zn(HCO_3)_2$

(O.Q.L. Asturias 2013)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Ninguno de ambos iones reacciona con los iones H_3O^+ que se añaden al medio para que disminuya el pH, por lo tanto, la solubilidad del AgCl no aumenta al disminuir el pH.

b) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaCO_3(s)$ es:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones CO_3^{2-} de la disolución:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_2O(l)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del $CaCO_3$ aumenta al disminuir el pH.

c) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ni(OH)_2(s)$ es:

$$Ni(OH)_2(s) \leftrightarrows Ni^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones OH^- de la disolución:

$$H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \leftrightarrows 2\ H_2O(l)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del $Ni(OH)_2$ aumenta al disminuir el pH tal como muestra la siguiente ecuación química:

$$H_2CO_3(aq) + 2H_2O(l) \leftrightarrows 2\ H_3O^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

d) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $Zn(HCO_3)_2(s)$ es:

$$Zn(HCO_3)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq)$$

Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones HCO_3^- de la disolución:

$$HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows H_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones HCO_3^- consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del $Zn(HCO_3)_2$ aumenta al disminuir el pH.

La respuesta correcta es la **a**.

5.13. La solubilidad del hidróxido de magnesio en disolución acuosa:
a) Aumenta si la disolución tiene un pH = 9.
b) Disminuye si la disolución tiene un pH = 3.
c) La solubilidad de una sustancia no depende del pH, solo depende de la temperatura.
d) Aumenta en una disolución acuosa 0,1 M de acetato de sodio.
e) Aumenta en una disolución acuosa 0,1 M de cloruro de amonio.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\ [OH^-]^2$$

a) Falso. Si la disolución tiene pH = 9, aumenta el valor de $[OH^-]$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

b) Falso. Si la disolución tiene pH = 3, aumenta el valor de $[H_3O^+]$ y estos iones consumen iones OH^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso hacia la derecha, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido aumenta.

c) Falso. Tal como se ha justificado en los apartados anteriores.

d) Falso. Si se añade acetato de sodio, $NaCH_3COO$, una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis básica, ya que el ion CH_3COO^- reacciona con el H_2O liberando iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

e) **Verdadero**. Si se añade NH_4Cl, una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis ácida, ya que el ion NH_4^+ reacciona con el H_2O liberando iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Estos iones H_3O^+ consumen iones OH^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso, hacia la derecha, por tanto, la solubilidad del hidróxido aumenta.

La respuesta correcta es la **e**.

5.14. ¿Cuál de las siguientes sales aumenta su solubilidad en un medio ácido?
a) CaF_2
b) $CaCl_2$
c) $CaBr_2$
d) CaI_2
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Madrid 2015)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del $CaF_2(s)$ es:

$$CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones fluoruro en disolución acuosa según la ecuación:

$$F^-(aq) + H_3O^+(aq) \leftrightarrows HF(aq) + H_2O(l)$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones F^- consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que provoca que la solubilidad del CaF_2 aumenta en un medio ácido.

b-c-d) Falso. En las sales $CaCl_2$, $CaBr_2$ y CaI_2 la acidez del medio no afecta a la solubilidad ya que se trata de sales procedentes de ácidos fuertes y por ello no cabe la posibilidad de la existencia de un equilibrio ácido-base.

La respuesta correcta es la **a**.

5.15. ¿Cuál es la solubilidad del $Al(OH)_3$ ($K_s = 1{,}3\cdot10^{-33}$) en una disolución acuosa de pH = 10?
a) $1{,}3\cdot10^{-3}$ M
b) $1{,}3\cdot10^{-21}$ M
c) $1{,}3\cdot10^{-4}$ M
d) $3{,}9\cdot10^{-7}$ M
e) $3{,}9\cdot10^{-21}$ M

(O.Q.N. Madrid 2015)

En una disolución de pH = 12,0 los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 10 = 4{,}0 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}0\cdot10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Al(OH)_3(s)$ es:

$$Al(OH)_3(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Al^{3+}]\ [OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Al(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Al^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}3\cdot10^{-33} = s\cdot(1{,}0\cdot10^{-4})^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}3\cdot10^{-21}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

5.16. La solubilidad del $Mn(OH)_2$ en agua es $3{,}60\cdot10^{-5}$ mol L^{-1}. El pH máximo para que no precipite el hidróxido de manganeso(II) en una disolución que es 0,0600 M en Mn^{2+} será:
a) 8,25
b) 8,50
c) 8,80
d) 9,10
e) 9,34

(O.Q.L. Asturias 2016) (O.Q.L. Galicia 2018)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mn(OH)_2(s)$ es:

$$Mn(OH)_2(s) \leftrightarrows Mn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mn^{2+}]\ [OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mn(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mn^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s\cdot(2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4\cdot(3{,}60\cdot10^{-5})^3 = 1{,}87\cdot10^{-13}$$

Si se tiene una disolución en la que $[Mn^{2+}] = 0{,}060$ M, el valor de $[OH^-]$ de una disolución saturada es:

$$1{,}87\cdot10^{-13} = 0{,}0600\ [OH^-]^2 \qquad \rightarrow \qquad [OH^-] = 1{,}76\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log(1{,}76\cdot10^{-6}) = 5{,}75 \qquad \rightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 5{,}75 = 8{,}25$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

5.17. Sabiendo que una disolución saturada de $Cd(OH)_2$ tiene un pH de 9,45; ¿cuál es su producto de solubilidad?
a) $8{,}97\cdot10^{-14}$
b) $2{,}82\cdot10^{-5}$
c) $2{,}80\cdot10^{-15}$
d) $1{,}12\cdot10^{-14}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El valor del pOH de la disolución es:

$$pOH = 14 - 9{,}45 = 4{,}55$$

El valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4{,}55}\ \text{mol L}^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Cd(OH)_2(s)$ es:

$$Cd(OH)_2(s) \leftrightarrows Cd^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Cd^{2+}]\,[OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Cd(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Cd^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{[OH^-]}{2} = \frac{10^{-4,55}}{2} = 1{,}41\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1{,}41\cdot10^{-5})^3 = 1{,}12\cdot10^{-14}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.18. A 25 °C la constante del producto de solubilidad del hidróxido de plata, AgOH, es $2{,}0\cdot10^{-8}$. Para esa temperatura la solubilidad del hidróxido de plata en una disolución de pH = 13 es:
a) $5{,}4\cdot10^{-7}$ M
b) $3{,}6\cdot10^{-7}$ M
c) $2{,}0\cdot10^{-7}$ M
d) $2{,}0\cdot10^{-8}$ M
e) $1{,}4\cdot10^{-4}$ M
f) $1{,}4\cdot10^{-9}$ M

(O.Q.L. Asturias 2017) (O.Q.L. Asturias 2018)

En una disolución de pH = 13, los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 13 = 1{,}0 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgOH(s) es:

$$AgOH(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[OH^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgOH y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = s \qquad [OH^-] = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$2{,}0\cdot10^{-8} = s \cdot 0{,}10\ \text{mol L}^{-1} \quad \rightarrow \quad s = 2{,}0\cdot10^{-7}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009 y Madrid 2015).

5.19. ¿Cuál es la solubilidad del hierro en una disolución saturada de $Fe(OH)_3$ de pH = 4,5?
a) $8{,}8\cdot10^{-9}$ M
b) $8{,}8\cdot10^{-10}$ M
c) $8{,}8\cdot10^{-11}$ M
d) $3{,}3\cdot10^{-11}$ M
e) $3{,}3\cdot10^{-12}$ M
(Dato. pK_s ($Fe(OH)_3$) = 38,55).

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En una disolución de pH = 4,5 los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 4{,}5 = 9{,}5 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1{,}0 \cdot 10^{-9{,}5}\ mol\ L^{-1}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Fe(OH)_3(s)$ es:

$$Fe(OH)_3(s) \leftrightarrows Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Fe^{3+}]\ [OH^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Fe(OH)_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Fe^{3+}] = s \qquad [OH^-] = 1{,}0{\cdot}10^{-9{,}5}\ mol\ L^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-38{,}55} = s \cdot (1{,}0{\cdot}10^{-9{,}5})^3 \quad \rightarrow \quad s = 8{,}9{\cdot}10^{-11}\ mol\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009 y Madrid 2015).

5.20. A 150 mg de $Zn(OH)_2$ ($K_s = 1{,}80{\cdot}10^{-14}$) se añade agua a 25 °C hasta un volumen de 100 mL. El pH de la disolución resultante es:
a) 9,2
b) 9,5
c) 11,2
d) 10,8

(O.Q.L. Asturias 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Zn(OH)_2(s)$ es:

$$Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Zn^{2+}]\ [OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Zn(OH)_2$ las concentraciones iónicas en el equilibrio son:

$$[Zn^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1{,}80{\cdot}10^{-14} = 4\ s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1{,}65{\cdot}10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

La concentración molar de la disolución preparada es:

$$c = \frac{150\ mg\ Zn(OH)_2}{100\ mL} \cdot \frac{1\ mmol\ Zn(OH)_2}{78{,}1\ mg\ Zn(OH)_2} = 1{,}51{\cdot}10^{-2}\ mol\ L^{-1}$$

Como la concentración obtenida es mayor que la solubilidad de la sustancia quiere decir que toda la sustancia no se disuelve y el pH solo depende de la solubilidad de la sustancia en la disolución saturada a esa temperatura.

$$[OH^-] = 2 \cdot (1{,}65{\cdot}10^{-5}\ mol\ L^{-1}) = 3{,}30{\cdot}10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log (3{,}30{\cdot}10^{-5}) = 4{,}48 \quad \rightarrow \quad pH = 14{,}0 - 4{,}48 = 9{,}52$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.21. Si la constante producto de solubilidad del hidróxido de calcio es $7{,}90\cdot10^{-6}$, la concentración de protones de una disolución saturada a 25 °C es:
a) $2{,}509\cdot10^{-2}$ M
b) $3{,}986\cdot10^{-3}$ M
c) $3{,}986\cdot10^{-13}$ M
d) $2{,}509\cdot10^{-3}$ M

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ca(OH)_2(s)$ es:

$$Ca(OH)_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ca^{2+}]\ [OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ca^{2+}] = s \qquad [OH^-] = 2\ s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$7{,}90\cdot10^{-6} = 4\ s^3 \qquad \rightarrow \qquad s = 1{,}25\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad molar se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$[OH^-] = 2 \cdot (1{,}25\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}) = 2{,}50\cdot10^{-2}\ \text{mol L}^{-1}$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}00\cdot10^{-14}}{2{,}50\cdot10^{-2}} = 4{,}00\cdot10^{-13}\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.22. Si el producto de solubilidad del $Mn(OH)_2$ es de $1{,}9\cdot10^{-13}$ a 25 °C:
a) Su solubilidad aumentará con un descenso de temperatura.
b) Su solubilidad aumentará con un aumento del pH.
c) Su solubilidad aumentará con un descenso del pH.
d) Su solubilidad aumentará con un aumento de la concentración de Mn^{2+}.
e) Su solubilidad aumentará con un aumento de la concentración de OH^-.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mn(OH)_2(s)$ es:

$$Mn(OH)_2(s) \leftrightarrows Mn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mn^{2+}]\ [OH^-]^2$$

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

> "cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada".

a) Falso. No es posible determinar en qué sentido evoluciona un equilibrio sin conocer el valor de la entalpía de la reacción.

c) **Verdadero**. Si disminuye el pH de la disolución, disminuye el valor de $[OH^-]$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso hacia la derecha, por tanto, la solubilidad del hidróxido aumenta.

b) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d-e) Falso. Si aumenta el valor de $[Mn^{2+}]$ o de $[OH^-]$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones Mn^{2+} u OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

La respuesta correcta es la **c**.

5.23. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipitará el $Mg(OH)_2$ en una disolución de Mg^{2+} 0,010 M? Se sabe que K_s del $Mg(OH)_2$ es de $1{,}8\cdot10^{-11}$.
a) 11,5
b) 9,6
c) 6,8
d) 4,3
e) 1,9

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}]\ [OH^-]^2$$

Las concentraciones iónicas en el equilibrio son:

$$[Mg^{2+}] = 0{,}010\ M \qquad [OH^-] = x$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = 0{,}010 \cdot [OH^-]^2$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$1{,}8\cdot10^{-11} = 0{,}010 \cdot [OH^-]^2 \quad \rightarrow \quad [OH^-] = 4{,}2\cdot10^{-5}\ mol\ L^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$pOH = -\log (4{,}2\cdot10^{-5}) = 4{,}4 \quad \rightarrow \quad pH = 14 - 4{,}4 = 9{,}6$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001 y otras).

5.24. ¿Cuál es el pH mínimo requerido para evitar la precipitación de ZnS en una disolución 0,010 M de $ZnCl_2$ saturada de H_2S 0,10 M?
(Datos. K_s (ZnS) $= 10^{-21}$; producto de las constantes de acidez del H_2S: $K_1 \cdot K_2 = 10^{-20}$).
a) 0
b) 1
c) 2
d) Todas las respuestas son erróneas.

(O.Q.N. Valencia 2020)

La ecuación química correspondiente a la formación del precipitado de ZnS:

$$ZnCl_2(aq) + H_2S(aq) \rightarrow ZnS(s) + 2\ HCl(aq)$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) es:

$$ZnS(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Zn^{2+}]\ [S^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[Zn^{2+}] = [S^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-21} = s^2 \qquad \rightarrow \qquad s = [S^{2-}] = 3{,}16\cdot10^{-11}\ \text{mol L}^{-1}$$

Los equilibrios correspondientes a la disociación del H_2S son:

$$H_2S(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HS^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

y las expresiones de las respectivas constantes de acidez son:

$$K_1 = \frac{[HS^-]\,[H_3O^+]}{[H_2S]} \qquad\qquad K_2 = \frac{[S^{2-}]\,[H_3O^+]}{[HS^-]}$$

Combinando ambas expresiones se elimina $[HS^-]$ y se obtiene:

$$[H_3O^+]^2 = K_1\,K_2\,\frac{[H_2S]}{[S^{2-}]} \qquad \rightarrow \qquad [H_3O^+] = \sqrt{K_1\,K_2\,\frac{[H_2S]}{[S^{2-}]}}$$

Sustituyendo el valor de $[S^{2-}]$ se puede obtener $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = \sqrt{10^{-20}\cdot\frac{0{,}10}{3{,}16\cdot10^{-11}}} = 5{,}62\cdot10^{-6}\ \text{mol L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log\,(5{,}62\cdot10^{-6}) = 5{,}25$$

La respuesta correcta es la **d**.

6. SOLUBILIDAD Y FORMACIÓN DE COMPLEJOS

6.1. Para la siguiente reacción:

$$Ag^+(aq) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq) \qquad K = 1{,}6\cdot10^7$$

Calcule la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de equilibrio de NH_3 es 2,0 M.

a) 0,107
b) 0,000013
c) 0,049
d) 0,0087
e) 0,0029
(Dato. K_s (AgCl) = $1{,}8\cdot10^{-10}$).

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Almería 1999)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

El equilibrio correspondiente a la formación del complejo $Ag(NH_3)_2^+(aq)$ es:

$$Ag^+(aq) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq)$$

La expresión de la constante de formación del complejo es:

$$K_f = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de AgCl(s) en $NH_3(aq)$ es:

$$AgCl(s) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]\,[Cl^-]}{[NH_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por $[Ag^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]\,[Cl^-]}{[NH_3]^2}\cdot\frac{[Ag^+]}{[Ag^+]} = K_f\cdot K_s$$

El valor de la constante de la reacción de disolución del precipitado de AgCl es:

$$K = (1{,}6\cdot10^7)\cdot(1{,}8\cdot10^{-10}) = 2{,}9\cdot10^{-3}$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl, la tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	$Ag(NH_3)_2^+$	Cl^-
$c_{inicial}$	2,0	—	—
$c_{transformado}$	$2\ s$	—	—
$c_{formado}$	—	s	s
$c_{equilibrio}$	$2{,}0 - 2\ s$	s	s

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene el valor de la solubilidad molar es:

$$\frac{s^2}{(2{,}0 - 2\ s)^2} = 2{,}9\cdot10^{-3}$$

Como 2,0 M $\gg$ 2 s se puede aproximar, sin cometer gran error, que (2,0 – 2 s) M $\approx$ 2,0 M con lo que la ecuación anterior queda como:

$$\frac{s^2}{2{,}0^2} = 2{,}9\cdot10^{-3} \qquad \rightarrow \qquad s = 0{,}11 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

6.2. El bromuro de plata es más soluble en:
a) NaCl(aq) 0,10 mol L^{-1}
b) H_2O(l) pura
c) HNO_3(aq) diluido
d) $AgNO_3$(aq) 0,10 mol L^{-1}
e) NH_3(aq) diluido

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr(s) es:

$$AgBr(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Br^-]$$

La adición de NH_3(aq) al AgBr(s) produce la formación de un complejo que provoca la disolución del precipitado de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$AgBr(s) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows [Ag(NH_3)_2]^+(aq) + Br^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **e**.

6.3. En qué disolución será más soluble el AgCl:
a) HCl 0,01M
b) Agua pura
c) NH_3 0,01M
d) No puede determinarse.

(O.Q.L. Madrid 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

$$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

a) Falso. La adición de HCl(aq) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Cl^-. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el Cl^- añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca la disminución de la solubilidad del AgCl.

b) Falso. El AgCl(s) es una sustancia insoluble en agua pura.

c) **Verdadero**. El AgCl(s) es una sustancia insoluble que puede disolverse en NH_3(aq) por formación de un complejo de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$AgCl(s) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

6.4. Sabiendo que: $Ag^+(aq) + 2\ NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq)$ $K = 1{,}6\cdot10^7$
Calcule la solubilidad del bromuro de plata ($K_s = 5{,}01\cdot10^{-13}$) en una disolución con una concentración de amoniaco en el equilibrio 1,0 M.
a) $7{,}1\cdot10^{-7}$ M
b) $8{,}4\cdot10^{-4}$ M
c) $5{,}0\cdot10^{-5}$ M
d) $2{,}8\cdot10^{-3}$ M
e) $5{,}0\cdot10^{-13}$ M

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr(s) es:

$$AgBr(s) \leftrightarrows Ag^+(aq) + Br^-(aq)$$

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]\,[Br^-]$$

El equilibrio correspondiente a la formación del complejo $Ag(NH_3)_2^+(aq)$ es:

$$Ag^+(aq) + 2\,NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq)$$

La expresión de la constante producto de formación del complejo es:

$$K_f = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+\,][NH_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de AgBr(s) en $NH_3(aq)$ es:

$$AgBr(s) + 2\,NH_3(aq) \leftrightarrows Ag(NH_3)_2^+(aq) + Br^-(aq)$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]\,[Br^-]}{[NH_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por $[Ag^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]\,[Br^-]}{[NH_3]^2} \cdot \frac{[Ag^+]}{[Ag^+]} = K_f \cdot K_s$$

El valor de la constante de la reacción de disolución del precipitado de AgBr es:

$$K = (1{,}6{\cdot}10^7) \cdot (5{,}01{\cdot}10^{-13}) = 8{,}0{\cdot}10^{-6}$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgBr, la tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	$Ag(NH_3)_2^+$	Br^-
$c_{inicial}$	1,0	—	—
$c_{transformado}$	$2\,s$	—	—
$c_{formado}$	—	s	s
$c_{equilibrio}$	$1{,}0 - 2\,s$	s	s

El valor de la solubilidad molar es:

$$\frac{s^2}{(1{,}0 - 2s)^2} = 8{,}0{\cdot}10^{-6}$$

Como $1{,}0\ M \gg 2s$ se puede aproximar, sin cometer gran error, que $(1{,}0 - 2\,s)\ M \approx 1{,}0\ M$ con lo que la ecuación anterior queda como:

$$s^2 = 8{,}0{\cdot}10^{-6} \quad \rightarrow \quad s = 2{,}8{\cdot}10^{-3}\ mol\ L^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

6.5. Cuando se disuelve $AgNO_3$ en 1 L de cada una de las siguientes disoluciones, ¿en qué caso se disolverá mayor cantidad de sal?
a) $HNO_3(aq)$ 1,00 M
b) NaOH(aq) 1,00 M
c) HCl(aq) 1,00 M
d) $NH_3(aq)$ 1,00 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

En primer lugar hay que tener en cuenta la solubilidad del $AgNO_3$ en agua cuyo valor es 210 g/100 mL a 20 °C, que en términos de concentración molar es cercano a 6 M .

a) Falso. La presencia de un ion común, NO_3^-, hace disminuir la solubilidad de una sustancia, por tanto, la cantidad disuelta será inferior a la solubilidad del $AgNO_3$ en agua.

b) Falso. Hay reacción con NaOH y se produce la precipitación de Ag_2O:

$$2\ AgNO_3(s) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Ag_2O(s) + 2\ NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el NaOH de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en el agua restante.

c) Falso. Hay reacción con HCl que produce la precipitación de AgCl:

$$AgNO_3(s) + HCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + HNO_3(aq)$$

Aquí ocurre lo mismo que en el caso anterior, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el HCl de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en el agua restante que, una vez consultadas tablas de densidad-concentración, es una cantidad muy similar a la del caso anterior.

d) **Verdadero**. Hay reacción con NH_3 que produce la formación de un ion complejo:

$$AgNO_3(s) + 2\ NH_3(aq) \rightarrow Ag(NH_3)_2^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Aquí ocurre algo parecido a los casos anteriores, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de NH_3 reacciona con 0,5 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el NH_3 de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en agua. No obstante, este caso presenta una tercera reacción, entre los iones OH^- procedentes del NH_3 y el $AgNO_3$ para formar un precipitado de AgOH. Por tanto, la disolución de NH_3 es la que disuelve mayor cantidad de $AgNO_3$.

La respuesta correcta es la **d**.

6.6. Cuando se disuelve $AgNO_3$ en las siguientes disoluciones 1 M, ¿en qué caso se disolverá mayor cantidad de sal?
a) $H_2SO_4(aq)$
b) $Ba(OH)_2(aq)$
c) $HCl(aq)$
d) $NH_3(aq)$

(O.Q.L. Galicia 2013)

En primer lugar, hay que tener en cuenta la solubilidad del $AgNO_3$ en agua cuyo valor es 210 g/100 mL a 20 °C, que en términos de concentración molar es cercano a 6 M.

a) Falso. Hay reacción con H_2SO_4 que produce la precipitación de Ag_2SO_4:

$$2\ AgNO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + Ag_2SO_4(s)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de H_2SO_4 reacciona con 2 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el H_2SO_4 de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en el agua restante.

b) Falso. Hay reacción con $Ba(OH)_2$ y se produce la precipitación de AgOH:

$$2\ AgNO_3(s) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow Ba(NO_3)_2(aq) + 2\ AgOH(s)$$

De acuerdo con los valores que aparecen en la bibliografía, debido a la baja solubilidad que presenta el $Ba(OH)_2$ es imposible tener una disolución 1 M de esta sustancia, por tanto solo se tiene el $AgNO_3$ que se disuelve en el agua que tiene la disolución más la pequeña cantidad que reacciona con el poco $Ba(OH)_2$ que contiene la disolución saturada de esta sustancia.

c) Falso. Hay reacción con HCl que produce la precipitación de AgCl:

$$AgNO_3(s) + HCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + HNO_3(aq)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el HCl de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en el agua restante que, una vez consultadas tablas de densidad-concentración, es una cantidad muy similar a la del caso anterior.

d) **Verdadero**. Hay reacción con NH_3 que produce la formación de un ion complejo:

$$AgNO_3(s) + 2\ NH_3(aq) \rightarrow Ag(NH_3)_2^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Aquí ocurre algo parecido a los casos anteriores, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, 1 mol de NH_3 reacciona con 0,5 mol de $AgNO_3$. Además, una vez eliminado todo el NH_3 de la disolución hay que tener en cuenta el $AgNO_3$ que se disuelve en agua. No obstante, este caso presenta una tercera reacción, entre los iones OH^- procedentes del NH_3 y el $AgNO_3$ para formar un precipitado de AgOH. Por tanto, la disolución de NH_3 es la que disuelve mayor cantidad de $AgNO_3$.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2010).